

PARTE INORGÁNICA

SANTIAGO A. CELSI

ALBERTO D. IACOBUCCI

QUÍMICA ELEMENTAL MODERNA

INORGÁNICA

S. A. CELSI

A. D. IACOBUCCI

PRECIO $ 6.00

Aprobado por el Ministerio de Justicia e Instrucción Pública

QUÍMICA ELEMENTAL MODERNA

PARTE INORGÁNICA

POR

SANTIAGO A. CELSI

Profesor de las Universidades de Buenos Aires y La Plata y titular del curso de Química Analítica Cuantitativa en la Facultad de Ciencias Médicas de Buenos Aires. Químico de los laboratorios del Ministerio de Marina.

ALBERTO D. IACOBUCCI

Catedrático de la asignatura en la Escuela Normal, Colegio Nacional de Quilmes y de Ciencias Físico - Naturales en el Liceo Militar General San Martín.

Responde ampliamente a los nuevos programas vigentes para los Colegios Nacionales, Escuelas Normales e Industriales y a los de ingreso a las Facultades.

EDITORIAL KAPELUSZ & Cía. - Moreno 372 - Bs. As.

CASA
A. BARREIRO Y RAMOS
Soc. Anón.
SUCURSAL
AV. 18 DE JULIO, 941

Todos los derechos reservados por (Copyright, 1943, by) EDITORIAL KAPELUSZ & CÍA. — Buenos Aires. Hecho el depósito que marca la ley 11.723. Impreso en la Argentina (Printed in Argentine).

Publicado, marzo 1939.

Segunda edición, abril 1940. Tercera edición, marzo 1941. Cuarta edición, junio 1941. Quinta edición, febrero 1942. Quinta edición, primera reimpresión, junio 1942; segunda reimpresión, enero 1943; tercera reimpresión, julio 1943; cuarta reimpresión, febrero 1945.

LIBRO DE EDICIÓN ARGENTINA

PREFACIO

Escribir un libro de química para la llamada enseñanza secundaria o media no es tarea fácil. Hay que condensar los hechos y las ideas de esta importante ciencia, manteniendo el cuadro dentro de una visión panorámica que sirva al alumno como contribución cultural al conocimiento del mundo físico, sin que el interés y la claridad en la exposición se logren a expensas de incorrecciones o licencias científicas o técnicas.

Dentro de este criterio, hemos procurado dar mayor realce a las ideas generales *y a los* hechos fundamentales *antes que a las minuciosas descripciones de propiedades y de procedimientos que interesan sólo cuando se va a utilizar directamente esta ciencia, pero no cuando se desea conocerla en relación a lo que acontece en la vida diaria. El joven estudiante anhela principalmente explicarse, comprender el origen de las cosas y de los fenómenos que contempla en la naturaleza, y le resulta poco grato convertir su memoria en un verdadero catálogo frío de esos mismos fenómenos y cosas. Justo es señalar que ayudan mucho a esta tendencia racional los actuales programas oficiales, donde la parte asignada a la química general es casi más importante que la correspondiente a la descripción de las sustancias, y a su vez esta última se enfoca como medio para comprender a aquélla, que, en definitiva, es la verdadera base filosófica de la química.*

La primera condición para tratar un arte o una ciencia es conseguir interesar al lector. *Como dicen bien Black y Conant*[1], *hay dos maneras de fomentar el interés del alumno: primero, apelando a su afición hacia lo milagroso o lo dramático; segundo, satisfaciendo su curiosidad por todo aquello que concierne a los hechos de la vida diaria. La química préstase admirablemente al desarrollo de este plan, tanto por los brillantes experimentos que pueden hacerse durante la clase, o en el laboratorio, como por las explicaciones que da de tantos fenómenos corrientes.*

El deseo de ser claros *no nos ha desviado un ápice de la línea estrictamente científica y moderna adoptada, como no nos ha tentado esa perniciosa tendencia a buscar comparaciones triviales, aparentemente claras a veces, pero que tienen el defecto de sembrar la confusión en el alumno, el que fácilmente toma la imagen por la realidad misma. Además hay que dejar al profesor una cierta libertad para que, según el momento y la idiosincrasia de sus alumnos, pueda esgrimir tanto éste como cualquier otro artificio didáctico cuando lo juzgue oportuno y conveniente.*

En cuanto a la enseñanza experimental, reconocemos el valor de las atinadas instrucciones que la Dirección de Instrucción Pública imparte al profesorado de esta asignatura al manifestar que el trabajo de laboratorio instruye y disciplina. *Ins-*

[1] N. H. Black y J. B. Conant. *Practical Chemistry*. Nueva York 1933.

truye en cuanto demuestra objetivamente la exactitud de una ley, la probabilidad de una hipótesis, la razón de los procesos químicos, los factores que inciden sobre su mecanismo. Disciplina, pues exige iniciativa, constancia, prudencia, serenidad, orden, método, pulcritud y hasta probidad mental.

El experimento *basado en la reflexión constituye la única fuente de los conocimientos humanos; por ello, opinamos que en los* experimentos *no deben darse descripciones minuciosas de sus pormenores, pues se prestan a ser aprendidas de memoria por el alumno y a simular una ejercitación práctica que puede no haberse efectuado.*

A nuestro juicio, el experimento debe ser descripto lo estrictamente indispensable para ser efectuado, dejando los fenómenos que se producen con una serie de interrogantes, para ser realmente observados e interpretados por los alumnos aplicando los conocimientos adquiridos en las clases teóricas.

Al final de cada capítulo, incorporamos un cuestionario *donde, en pocas preguntas claras y sencillas, se obliga al alumno, no sólo a repasar las ideas y los hechos principales de cada lección, sino a* pensar sobre las consecuencias y derivaciones de las mismas.

Este método es un gran instrumento que en nuestro país se aplica casi exclusivamente en la enseñanza primaria, pero que los pedagogos ingleses y norteamericanos han extendido sistemáticamente a la secundaria y superior con gran éxito.

Por fin, intentamos con este libro modernizar *la enseñanza de la química, no en su técnica, sino en su contenido esencial, penetrando principalmente en su progreso ideológico. Es por esto por lo que en los tópicos referentes a las dispersiones, a la teoría atómico molecular y a la constitución de la materia, así como en la elección de los procesos de obtención de substancias en pequeña o en gran escala, nos hemos preocupado de dar la actual estructura de los conocimientos químicos. No es admisible que el notable progreso de esta ciencia y de sus aplicaciones no se registre en su enseñanza, en general, y los textos den una imagen de la química tal cual era hace 20 o 30 años. ¿No se dice, acaso, en casi todos los textos, eligiendo un ejemplo al azar, que no se conoce la atomicidad del carbono puesto que los métodos habituales de determinación de los pesos moleculares fracasan en este caso? Sin embargo, el formidable método de la röentgenespectroscopia nos da una clara idea, no sólo de la estructura cristalina de sus macromoléculas, sino una plausible explicación de las variedades diamánticas y grafíticas, así como una notable confirmación experimental del tetraedro de Lebel-Van't Hoff y del hexágono de Kekulé? ¿Es difícil dar al estudiante secundario estos resultados de la investigación científica, o tales hallazgos tienen el valor de simples modas que pasan?*

El adolescente que cursa las escuelas medias es, si se nos permite la expresión, un material plástico, que tanto se amolda a asimilar conocimientos anticuados como los que la química moderna ha confirmado e incorporado a su doctrina.

En cuanto al desarrollo y orden de los temas, hemos seguido casi fielmente el programa oficial, sólo desviándonos ligeramente cuando lo hemos creído conveniente para nuestro esquema de la química. Además, hemos desarrollado otros tópicos conexos, de tal manera que nuestro texto responde, no sólo a los programas vigentes en los colegios nacionales, liceos y escuelas normales, sino que también sirve para aquellos estudiantes que desean ingresar en las Facultades de Medicina y de Ciencias Exactas y Naturales de Buenos Aires.

Completan el cuadro del libro los descubrimientos y teorías más recientes, breves acotaciones históricas que dan al alumno una idea del formidable progreso que la química ha realizado en tan poco tiempo y el desarrollo de las ciencias y de la industria química en nuestro país.

Un índice temático figura al final del libro y permite fácilmente hallar las preguntas de los distintos programas.

Al presentar a la consideración de los señores profesores y alumnos este libro con la pretensión de haber escrito, no un texto más, sino un tratado elemental pero moderno de química, deseamos contribuir al progreso de la enseñanza en nuestro país, y esperamos con interés que se nos hagan llegar las observaciones que puedan surgir de su lectura para ser tenidas en cuenta en sucesivas ediciones.

No nos resta sino agradecer a la Editorial Kapelusz y Cía., que no ha escatimado esfuerzo alguno para hacer de la presentación tipográfica e ilustrativa uno de los méritos que pueda tener este libro.

Los Autores.

CAPÍTULO I

LA MATERIA Y SUS ESTADOS.—NOCIÓN DE MOLÉCULA

Importancia de la química.—El mundo físico y las ciencias de la naturaleza.—Las propiedades de los cuerpos.—El componente común de todos los cuerpos: la materia. — Cómo se estudia la materia.—Estados físicos de la materia.—Los cambios de estado de la materia.—Divisibilidad de la materia; noción de molécula.—Propiedades moleculares; cohesión y agitación.—Los estados de agregación de la materia y la teoría cinética molecular.—Experimentos.—Cuestionario.

1. Importancia de la Química.—El alumno a quien van dirigidas estas lecciones, posee ya conocimientos tales como para que pueda formarse una noción clara del campo de acción de la química [1].

Sin duda, habrá oído hablar en numerosas ocasiones de laboratorios o fábricas donde se obtienen *productos químicos*, así como de los análisis que se practican para conocer la *composición química* de mercaderías diversas (drogas, medicamentos, alimentos, tóxicos, minerales, aguas, explosivos, metales, pinturas, lubrificantes, etc.), o averiguar el origen de ciertos síntomas en las enfermedades de las personas y de los animales (análisis clínicos). También es de público conocimiento la preponderancia de ciertos países, cuya riqueza estriba en la gran cantidad de *materias primas* que poseen, es decir, de aquellos elementos que luego la *industria* utiliza para satisfacer necesidades de los individuos o de las naciones.

Destácanse además, naciones como Alemania, Inglaterra, Francia y Estados Unidos, por el gran desarrollo que han adquirido en ellas los estudios teóricos de la ciencia cuyo conocimiento iniciaremos *(química pura)*, así como por el aprovechamiento intensivo de sus aplicaciones (*química aplicada*).

[1] El orígen del nombre *química* no es conocido. Según algunos, tiene relación con un lugar del antiguo Egipto denominado *Cham* o *Chemia*, país que fué de los primeros donde se hicieron estudios químicos. También significaba "negro" en el antiguo idioma egipcio, relacionado con aquella ciencia oculta que se conoce con el nombre de "magia negra". Otros buscan la derivación de este nombre en la palabra griega "κημεια", que significa mezcla o infusión, aludiendo al antiguo arte de seleccionar y mezclar yerbas medicinales, practicado por los herbolarios o herboristas. Por fin, el nombre de química durante la Edad Media se refirió al arte de preparar artificialmente oro y plata, que los árabes trasformaron incorporando el prefijo "al" y naciendo la "Alkimijâ" o *alquimia*. Fué el inglés Roberto Boyle, quien en el siglo XVII fijó el verdadero alcance de la química y de su papel como ciencia.

La idea clara que el vulgo posee acerca de la importancia de la química en la vida moderna, está ampliamente justificada, principalmente, porque de esta *ciencia* que tanto ha contribuído al conocimiento de la Naturaleza, utiliza diariamente los productos resultantes de sus variadísimas aplicaciones como *técnica industrial*, y comprende los importantísimos cambios que por su intermedio se han operado en la vida del hombre a partir de la segunda mitad del siglo pasado. Puede afirmarse, sin pecar de ninguna exageración, que la *industria química* conjuntamente con el vapor y la electricidad, han revolucionado la economía de las naciones y cambiado el modo de ser de nuestra existencia, que hoy trascurre con ritmo nervioso y acelerado.



Fig. 1.—¡Ayer!—Un laboratorio de preparación del azufre según un libro del químico Agrícola (Siglo XVI).

Para refirmar los conceptos anteriores, hagamos memoria de unos cuantos productos usados en la vida diaria. Las cerillas, el gas de alumbrado, el petróleo, la nafta, sin la cual no serían posible el automovilismo ni la aviación, son productos químicos; los jabones, los abonos, el papel, los vidrios, las porcelanas, las tintas y los explosivos, también lo son. Las telas teñidas, de bajo precio, no serían posible si el químico no hubiera fabricado materias colorantes (colores de anilina) a partir de la hulla. ¿Podríamos hoy prescindir de medicamentos tan eficaces como la aspirina, el cloroformo, la quinina, el salvarsán, las sales de mercurio, etc., que son de proveniencia química? La fotografía, así como la cinematografía, no podrían concebirse sin las placas y las películas que el químico nos proporciona.

"Cuando, por ejemplo, un avión atraviesa el cielo, entre los millares de espectadores que lo observan y cantan las legítimas alabanzas del ingeniero, ¿cuántos son los que sospechan los merecimientos del químico? Y, sin embargo, cada uno de los órganos del aparato volador ha exigido estudios químicos, del más profundo carácter, desde los que establecen el metal de que está hecho el motor, hasta los barnices y pinturas que confieren a las alas la impermeabilidad y la rigidez indispensable".[1]

2. El mundo físico y las ciencias de la Naturaleza.—Cuando miramos el espectáculo que se nos ofrece a nuestro alrededor, advertimos: 1º Que estamos rodeados de una variedad grande de entes u objetos (*cuerpos*), a cada uno de los cuales desde la antigüedad el hombre, basándose en sus cualidades propias y diferenciales, le ha asignado un nombre; 2º que existe un cambio incesante en orden o en las cualidades de las cosas que vemos (*fenómenos*). El conjunto de cuerpos que constituyen la superficie terrestre, el agua y el aire, es lo que forma el *mundo físico*, sensible o material, que estudian las ciencias de la Naturaleza.[1]

[1] Fragmento del interesante libro del químico francés Moureu, *La Chimie et la guerre*, París, 1920.

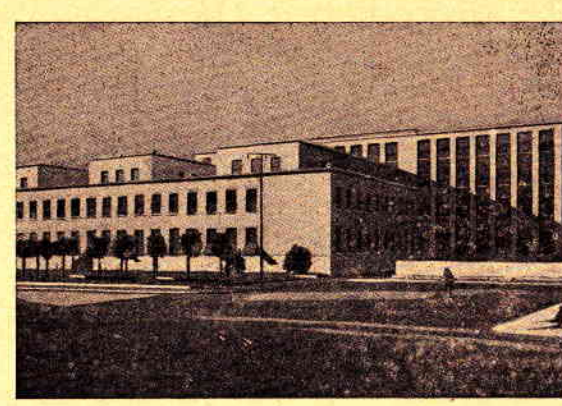


Fig. 2.—¡Hoy!—Laboratorios dedicados únicamente a los estudios teóricos de la química pura (Instituto de Química de la Ciudad Universitaria de Roma).

Siendo tan variado lo contemplado en el mundo físico, para conocerlo y poder aplicar esos conocimientos al progreso de la humanidad, ha sido necesario: 1º clasificar los cuerpos, reuniendo en grupos a los que se asemejan *(regla de la analogía)*; 2º buscar las reglas que rigen la producción de los fenómenos (*leyes naturales*).

Una primera clasificación de los cuerpos es: 1º *Seres vivientes* u *organismos*, que poseen los atributos que asignamos a la vida (nutrición, respiración, reproducción) y de cuyo conocimiento se encargan las *Ciencias biológicas* (Biología, Botánica, Zoología, etc.); 2º *cuerpos inanimados* o *inertes*, que son estudiados por las *Ciencias físico-químicas* (Física, Química, Mineralogía, Geología, etc.).

La *química*, dentro de las ciencias de la naturaleza, se propone estudiar los materiales que constituyen a los cuerpos, los fenómenos que suponen cambios estables en la naturaleza de los mismos, así como las leyes que rigen la producción de dichos fenómenos.

Su relación con las demás ciencias de la naturaleza es muy grande, sobre todo en algunas de sus ramas: la *Físico-química* con la Física; la *Geoquímica* con la Mineralogía y la Geología; la *Bioquímica* con la Biología, la Zoología, la Botánica, etc.

[1] Al lado del conocimiento del mundo físico, las ciencias de la Naturaleza se preocupan del mundo de los organismos vivientes (Biología) y del mundo espiritual (Psicología).

Es enorme el número y calidad de cuerpos conocidos. La búsqueda de nuevos cuerpos no tiene límite, pues su número aumenta sin cesar, sea en el mundo de los cuerpos enormes, que van descubriendo los telescopios de más en más poderosos, como en el mundo extraordinario de los cuerpos ínfimos, ya muy vasto por lo hallado por intermedio del microscopio y del ultramicroscopio, y que ha de presentar aspectos insospechados cuando se conozcan los resultados obtenidos con los modernos instrumentos de rayos X y con el reciente microscopio electrónico.

3. Las propiedades de los cuerpos.—Al observar los cuerpos y clasificarlos de acuerdo con sus analogías, en realidad vamos analizando y catalogando sus cualidades sensoriales o *propiedades*. Las propiedades son las diversas formas como impresionan los cuerpos a nuestros sentidos. Pueden ser de dos clases:

a) *Propiedades genéricas o generales*, que son comunes a todos los cuerpos y que pueden variarse a voluntad de modo continuo, dentro de límites muy amplios (forma, dimensiones, peso, temperatura, presión, estado de reposo o movimiento, iluminación, electrificación, etc.).

b) *Propiedades específicas* que, en igualdad de condiciones genéricas (temperatura, presión, etc.), son aquellas que los cuerpos poseen de manera fija y determinada (color, trasparencia, sabor, olor, conductibilidad térmica y eléctrica, densidad, forma cristalina, propiedades mecánicas, etc.). Estas propiedades no dependen del tamaño del cuerpo.

Así, con el cobre y el aluminio podemos fabricar objetos de la misma forma y tamaño, que colocados en un mismo ambiente, adquirirán la misma temperatura. Como vemos, por su forma, tamaño y temperatura, no hemos podido diferenciar los dos cuerpos citados. Pero si miramos esos dos objetos, vemos que se diferencian por su color, y si los tomamos en la mano comprobaremos que el de cobre pesa más que el de aluminio. Estas propiedades específicas (color, densidad, etc.) que son independientes de la forma y tamaño de los cuerpos, nos permiten ya establecer diferencias fundamentales entre ellos.

4. El componente común a todos los cuerpos: la materia.—Dentro de la gran variedad de propiedades de los cuerpos, hay dos que son comunes a todos ellos: la *extensión* (todo cuerpo ocupa un cierto espacio denominado "volumen") y la *pesadez* (todo cuerpo tiene un cierto "peso", o sea tiende a caer hacia el centro de la tierra con mayor o menor intensidad, solicitado por la acción de la gravedad).

Se denomina *materia* a todo aquello que constituye los cuerpos, que está dotado de peso y que ocupa cierto espacio. Se trata de un concepto filosófico obtenido por abstracción, y difícil de encuadrar dentro del rigorismo de una definición.

5. Cómo se estudia la materia.—La base primordial del conocimiento que poseemos de la materia, es el conjunto de propiedades de los cuerpos, así como de los fenómenos o trasformaciones que nuestro ser percibe en su presencia y que la memoria retiene. El conjunto de estas impresiones recogidas directamente, constituye la *observación.* La observación, por ejemplo, nos hace conocer que el carbón es negro y el azufre, amarillo; que el alcohol, el vinagre y el alcanfor, tienen olor propio y característico; que la madera y el corcho flotan en el agua, mientras que el plomo, el hierro y el granito se van al fondo de una vasija llena de ese líquido; que cuando arde el carbón, se desprende calor así como gases y vapores, quedando cenizas como residuo; que cuando se quema el azufre, se produce un gas sofocante; que calentando un líquido, a cierta temperatura hierve y se trasforma en vapor; que cuando se calienta un trozo metálico, éste aumenta su volumen; etc., etc.

Observado un fenómeno y debidamente catalogado, se trata de reproducirlo artificialmente, y aun se varían intencionalmente las condiciones en que se produce, para poder distinguir de las secundarias las causas principales e indispensables que provocan su aparición *(determinismo)*. Cuando artificialmente reproducimos un fenómeno, imitándolo o variando las condiciones normales con el propósito de conocerlo mejor, practicamos un *experimento.* El sitio o lugar donde hacemos experimentos se llama *laboratorio* (del latín labor, trabajo; laborare, trabajar; laboratorium, sitio o lugar donde se trabaja).

El estudio de los fenómenos y el conocimiento de los cuerpos por intermedio de experimentos, se llama *experimentación.* El conjunto de la observación y de la experimentación, constituye *la experiencia.* Las ciencias físico-químicas son ciencias eminentemente experimentales.

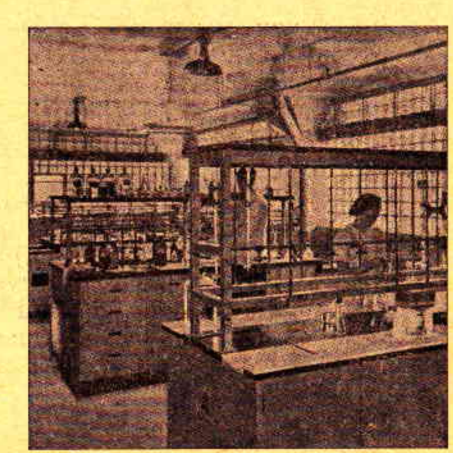


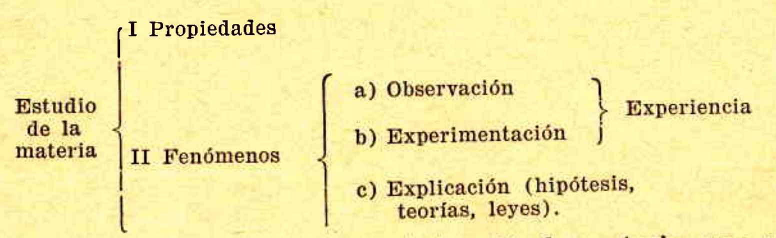
Fig. 3.—Interior de un laboratorio moderno.

Aun la experiencia más rudimentaria nos enseña que los fenómenos no se producen arbitrariamente, de cualquier manera, sino que existen relaciones constantes y precisas entre las circunstancias o condiciones que motivan su aparición (la causa), y el fenómeno mismo (el efecto o consecuencia de dichas causas). Estas

relaciones constituyen las *leyes*, que, cuando se aplican a magnitudes mensurables, pueden recibir un enunciado cuantitativo.

Los resultados de la experiencia no satisfarían ampliamente a nuestro espíritu, si nos concretaramos a aprovechar lo observado a nuestro alrededor para hacer más cómoda y segura la existencia. Anhelamos, también, *explicar* el origen de todas las cosas.

Cuando no podemos establecer con certeza las relaciones de interdependencia de un fenómeno, o bien no podemos establecer el porqué de una ley hallada, buscamos una explicación lo más verosímil posible, haciendo conjeturas por inducción o por analogía con otros fenómenos. A este proceso se da el nombre de *hipótesis*. Ésta se somete al control de la experimentación, y si resulta confirmada, nuestra explicación adquiere un grado mayor de certidumbre, trasformándose en *teoría*. Por este proceso lógico, llegamos como resultado final a explicar la constitución íntima de la materia y la razón o causa esencial de sus trasformaciones.



6. Estados físicos de la materia.—De la materia, que se nos presenta bajo tan variados aspectos, puede ya reconocerse a simple vista su *estado físico*, que podríamos definir como la capacidad para conservar una forma y un volumen dado. La observación nos permite distinguir tres estados: sólido, líquido y gaseoso.

I. *Estado sólido.*—Los objetos de madera, de vidrio, de hierro, de aluminio, de mármol, de cera, etc., son sólidos. Son características de los sólidos: a) poseen una forma propia y una gran capacidad para conservarla, de modo que es menester ejercer una acción violenta para deformarlos (invariables); b) poseen también un volumen característico. Claro está, que existe una gran diversidad de cuerpos sólidos, desde los que son *duros* como el acero, hasta los que son *blandos* como la manteca o la vaselina.

II. *Flúidos.*—En oposición a los sólidos, se colocan a los *flúidos*, que son aquellos cuerpos que no oponen resistencia, o la oponen muy débilmente, a la deformación (deformables). Entre éstos, pueden diferenciarse los líquidos de los gases.

1) *Estado líquido.*—Caracteres de los líquidos: a) poseen volumen propio y determinado; b) no tienen forma característica, sino la del recipiente que los contiene. Esta cualidad sólo se refiere a la parte inferior y lateral del líquido, mientras que la parte superior está limitada por una *superficie plana y horizontal* (nivel). Cuando se encuentran en pequeña cantidad, tienen tendencia a adoptar la forma esférica (gotas).

2) *Estado gaseoso.*—El aire en el cual estamos sumergidos y que respiramos, es un gas. Los gases no poseen forma, sino la del recipiente que los contiene, así como no presentan superficie libre de separación; tampoco poseen volumen propio, pues tienden a escaparse, expandiéndose, de los recipientes en los cuales se los coloca. Sin embargo, cuando se encuentran en el seno de un líquido con el cual no puedan mezclarse, tienden hacia una forma esferoidal (burbujas). El volumen de los gases puede aumentarse o disminuirse considerablemente al variar ciertas propiedades genéricas, como la presión o la temperatura [1].

Durante mucho tiempo no se les asignó carácter material a los gases. Sin embargo, puede apreciarse este carácter cuando están en movimiento, como en el caso del viento (aprovechado en los barcos de velas, molinos, aviones, etc.), o bien demostrarse de diferentes maneras que ocupan cierto espacio o volumen, aunque éste sea variable; p. ej.: haciendo burbujear el aire a través del agua, soplando en una vegiga de caucho (globitos), o en una bolsita de papel, o bien sumergiendo un vaso invertido y viendo como no penetra el líquido (Principio de la campana de los buzos, inventada en Toledo en 1558). (Ver Experimento nº 3, pág. 20). Sería fácil demostrar que los gases poseen peso, pesando un recipiente en el cual se ha hecho el vacío y volviéndolo a pesar después de inyectarle un gas, con lo cual se nota un aumento de peso. (Ver Experimento nº 2, pág. 20).

Si se tiene en cuenta la *compresibilidad* (variación de volumen ante una variación de presión), los cuerpos pueden clasificarse en: a) *cuerpos condensados*, incompresibles, y, por lo tanto, con densidad propia (sólidos y líquidos); b) *cuerpos diluídos*, fácilmente compresibles, y, por consiguiente, con densidad variable (gases).

Clasificación física de los cuerpos

1º Sólidos (invariables)		Cuerpos condensados (Incompresibles)
2º Flúidos (deformables)	líquidos	Cuerpos condensados (Incompresibles)
	gases	Cuerpos diluídos (Compresibles)

[1] Una utilización conocida de estas propiedades de los gases, es el empleo del aire como material elástico para amortiguar los golpes y vibraciones de los automóviles, encerrado con cierta presión en las cámaras anulares de las ruedas neumáticas.

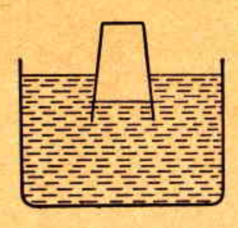


Fig. 4.—Sumergiendo un vaso invertido en el agua, el líquido no penetra por impedírselo el aire.

7. Los cambios de estado de la materia.—Todos los conceptos referentes al estado físico de la materia son relativos, pues no existen cuerpos con un estado físico *perfecto*, ajustado estrictamente a las definiciones anteriores, sino que por gradaciones insensibles y continuas podemos establecer toda una gama de cuerpos, cuyo estado físico va desde el de un sólido rígido y duro como el diamante, hasta un fluido tan liviano como el gas hidrógeno, con el cual se llaman los globos aerostáticos o los dirigibles. Una misma clase de materia, como es el agua, puede presentar, según las condiciones, los tres estados: sólido (hielo), líquido (agua común) y gaseoso (vapor de agua). Estos estados pueden provocarse artificialmente variando la presión o la temperatura, con lo cual puede pasarse de uno a otro *(cambio de estado)*.

Los cambios de estado son:

a) *vaporización*, que es el pasaje del estado líquido al estado gaseoso. Se consigue acelerar este proceso, que como operación se conoce con el nombre de evaporación, calentando un líquido o disminuyendo la presión. Esta evaporación es máxima cuando el líquido llega a hervir, emitiendo así *vapores en gran proporción*.

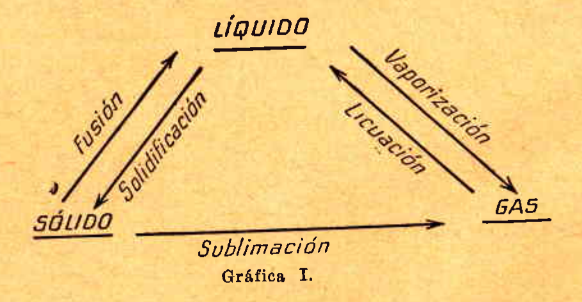
b) *licuación* o *liquefacción*, es el pasaje inverso del estado gaseoso al estado líquido. Se logra esto comprimiendo un gas o enfriándolo suficientemente. De esta manera, puede conseguirse el aire en estado líquido. Las sustancias gaseosas, por más que se compriman, no pueden licuarse si no se baja la temperatura por debajo de cierto límite *(punto crítico)*: la temperatura crítica del oxígeno es de —118°C y la del hidrógeno —234°5. Precisamente una sustancia gaseosa es un *gas* (no licuable), cuando está sobre su punto crítico, y es un *vapor* (licuable) cuando está a una temperatura inferior a su punto crítico.

c) la *fusión* es el pasaje del estado sólido al líquido por la acción del calor; es lo que ocurre con el hielo cuando se transforma en agua, o con el estaño que se usa fundido para las soldaduras. Los sólidos difíciles de fundir se llaman *refractarios*.

d) la *solidificación* es, en cambio, el pasaje del estado líquido al sólido. Es lo que ocurre cuando por la acción del frío se transforma el agua en hielo o nieve.

e) la *sublimación* es el pasaje directo del estado sólido al estado gaseoso (caso del alcanfor, del yodo, del arsénico blanco, de la sal de amoníaco, etc.).

Podemos resumir estos procesos gráficamente de la siguiente manera:



Gráfica I.

8. Divisibilidad de la materia; noción de molécula.—La observación diaria demuestra que la materia es divisible. Si



Lámina I

Principales instrumentos usados en el laboratorio de química.

no fuera por esta propiedad, no podría el hombre trabajar de tantas maneras los materiales que emplea para fabricar instrumentos, herramientas, armas, y, en fin, todos aquellos elementos que hacen más cómoda y segura su existencia. Muchos ejemplos demuestran hasta qué grado puede dividirse la materia. Un ramo de flores perfuma una habitación, y, sin embargo, con ningún instrumento óptico podríamos revelar la presencia de partículas de la esencia floral evaporada. Un gramo de fucsina (colorante artificial) confiere un tinte rojo a 1000 litros de agua. Una lámina delgada de aceite, extendida sobre la superficie del agua, puede llegar a tener un espesor de apenas 0,000.000.044 de centímetro (ver Experimento nº 4, pág. 21).

Desde la antigüedad se ha discutido mucho acerca de la estructura de la materia, tratando de establecer si llena el espacio de manera continua, o bien si está constituída por corpúsculos separados los unos de los otros, como verdaderos *granos de materia*. ¿Podemos dividir indefinidamente la materia o existe un límite para esta divisibilidad? — se preguntaron los filósofos antiguos. Si la materia fuera continua, compacta, podría dividirse indefinidamente, pues por más pequeñas que fueran las partículas obtenidas, siempre podrían volver a dividirse en otras menores. En cambio, los partidarios de la discontinuidad de la materia, afirmaban que existía un límite a esta fragmentación, es decir, que al final se llegaba a obtener corpúsculos independientes, pequeñísimos, indivisibles, los *átomos* (que significa en griego "indivisible"), de distintas clases, diferenciados por su tamaño, forma, posición y movimiento. Así surgieron los *atomistas* (entre los siglos VI y V a. J. C.), como Leucipo, Demócrito y Epicuro, entre los griegos, y Lucrecio entre los romanos. Pasaron varios siglos antes de que esta magnífica intuición de los antiguos pudiera ser confirmada y se convirtiera en la *teoría atómica-molecular*, o la *atomística*, principalmente por obra del inglés John Dalton (1808) y del italiano Amadeo Avogadro (1811).

En realidad, el átomo de los antiguos filósofos griegos se ha convertido en la *molécula* (diminutivo de "mole"), considerándose como tal, a la masa más pequeña de un cuerpo que puede concebirse en estado de libertad. Si por algún procedimiento consiguiéramos subdividir una molécula, el cuerpo dejaría de ser lo que era al comienzo, trasformándose en otro cuerpo con otras propiedades específicas. La molécula resulta así el límite de la división mecánica de los cuerpos.

Hasta hace muy pocos años se discutía la existencia de estos granos elementales de la materia o moléculas, pero hoy por diferentes caminos, se ha llegado a confirmarlos como una hermosa realidad, y aun a pesarlos y medirlos. El diámetro de las moléculas es del orden de un millonésimo de milímetro, de modo que si se imagina una gota de agua agrandada hasta

obtener el volumen de la Tierra, cada una de las moléculas tendría el tamaño de una naranja.

Las dimensiones del mismo orden que el de las moléculas suelen referirse a la *unidad Ångström*, utilizada en óptica, y que se simboliza Å. Su valor corresponde a $Å = \frac{1}{10.000.000}$ de mm. El tamaño de las moléculas es diferente y propio de cada especie considerada. Así es como existe una gran variedad de moléculas entre la del hidrógeno, y las moléculas de las albúminas que son constituyentes fundamentales de los tejidos vegetales y animales. Moléculas gigantes como estas últimas, que a su vez poseen tamaños muy variados, suelen denominarse *macro-moléculas*.



Fig. 4 bis.—Dimensiones relativas de algunas moléculas que se han supuesto esféricas; d, significa diámetro.

En definitiva, la apariencia continua de la materia, que se debe a la limitación del poder separador de nuestros sentidos, corresponde en realidad a una estructura discontinua, corpuscular. Los corpúsculos que forman a la materia son las moléculas.

9. Propiedades moleculares: cohesión y agitación.—Para las interpretaciones de los diversos estados y fenómenos de la materia es necesario conocer propiedades características de las moléculas, que se resumen en los siguientes postulados:

1.—*Las moléculas no se tocan*, es decir que entre ellas existen espacios vacíos denominados *espacios intermoleculares*. ¿Sería posible, si no existiera estos espacios, poder encerrar el volumen considerable de gas que contienen los conocidos cilindros de oxígeno o de aire comprimido? Si sobre una chapa de mármol, materia que nos parece impenetrable, depositamos una gota de aceite, al cabo de cierto tiempo nos será imposible quitarla del todo frotando con un trapo o con una estopa. Cuando endulzamos con unos trozos de azúcar nuestro café, desaparece la materia sólida en el líquido, sin que este último haya sensiblemente

aumentado de volumen. Todo ésto ha sido factible porque las moléculas de un cuerpo se han insinuado entre los intersticios que dejan las del otro.

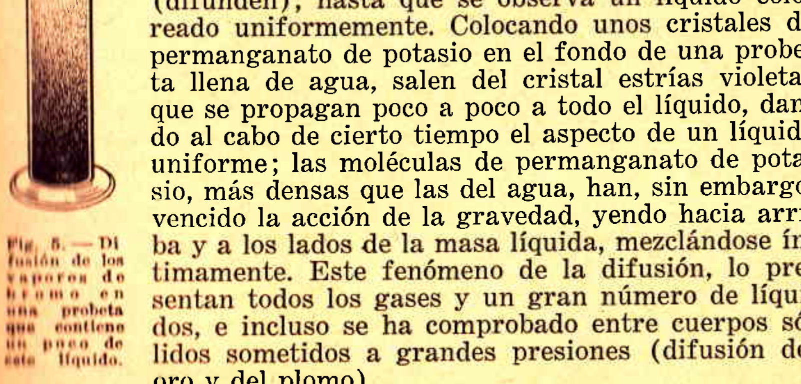
2.—*Las moléculas se atraen*, y esta fuerza de atracción se denomina *cohesión*. Cuando tomamos uno de los extremos de una varilla de vidrio y tiramos en determinado sentido, todo el conjunto se mueve en ese sentido. Lógico resulta que las partículas asidas con los dedos sigan dicho movimiento, no así para las demás partes de la varilla. Forzosamente debemos admitir la existencia de una atracción entre las moléculas, y de intensidad mayor a la fuerza que tiende a separarlas.

3.—*Las moléculas están en continuo movimiento*, (teoría cinética; Bernouilli 1738, Krönig y Clausius, 1856-57). Los primeros dos postulados parecen contradecirse, pues si las moléculas se atraen, concluirían por juntarse formando una materia continua, llena, sin espacios intermoleculares; y si ésto no sucede, es por la permanente *agitación molecular*. Dos hechos nos permiten conocer esta propiedad de las moléculas: la difusión y el movimiento browniano.

Veamos ejemplos del fenómeno de la *difusión*. Si se vierte con precaución alcohol coloreado en la superficie del agua, durante un cierto tiempo se observa una superficie de separación; pero, a pesar de ser menos denso el alcohol, los dos líquidos se penetran el uno en el otro (difunden), hasta que se observa un líquido coloreado uniformemente. Colocando unos cristales de permanganato de potasio en el fondo de una probeta llena de agua, salen del cristal estrías violetas que se propagan poco a poco a todo el líquido, dando al cabo de cierto tiempo el aspecto de un líquido uniforme; las moléculas de permanganato de potasio, más densas que las del agua, han, sin embargo, vencido la acción de la gravedad, yendo hacia arriba y a los lados de la masa líquida, mezclándose íntimamente. Este fenómeno de la difusión, lo presentan todos los gases y un gran número de líquidos, e incluso se ha comprobado entre cuerpos sólidos sometidos a grandes presiones (difusión del oro y del plomo).



Fig. 5.—Difusión de los vapores de bromo en una probeta que contiene un poco de este líquido.



Interesante es el fenómeno del *movimiento browniano*, observado por primera vez por el botánico inglés Brown, en el protoplasma vegetal (1827). El movimiento incesante y desordenado de las materias finamente divididas y en suspensión en un líquido o en un gas (ver pág. 38), se debe a que reciben continuamente sobre su superficie el choque violento de las moléculas de flúido.

10. Los estados de agregación de la materia y la teoría cinética mole-

cular.—La aparente quietud que notamos en un flúido, no es sino una ilusión debida a la imperfección de nuestros sentidos, pues, en realidad, esta materia es el asiento de una agitación interna. Las moléculas se mueven en todas las direcciones, se atraen por la cohesión, chocan, rebotan como cuerpos elásticos y, como consecuencia, resulta una repulsión aparente, coexistiendo a través de estos momentos (cohesión, choque, repulsión) los llamados espacios intermoleculares. La presión de los flúidos sobre las paredes de los recipientes, se debe al choque de las moléculas.

De la distinta relación entre las fuerzas moleculares (cohesión, energía cinética molecular) dependen los llamados *estados de agregación* de la materia (las moléculas pueden estar más o menos agrupadas o agregadas). En los *gases*, cuyas moléculas están relativamente alejadas, la cohesión es debilísima, de ahí su tendencia a la expansión, pues priva la energía cinética. En los *líquidos*, la cohesión es mucho mayor como lo prueba su tendencia a reunirse en gotas; sin embargo, esto no impide que unas moléculas puedan deslizarse entre las otras, por lo cual se escurren con facilidad y no tienen los líquidos una forma determinada sino la de los recipientes que los contienen. En los *sólidos*, la cohesión adquiere los máximos valores, por lo cual tienen estos cuerpos volumen y forma propia, mientras que la agitación molecular es mínima y se limita únicamente a un movimiento vibratorio alrededor de puntos más o menos fijos. La existencia de estos movimientos en los sólidos explica la volatilización y emisión de materias odorantes (olor del almizcle, del alcanfor, del mentol, etc.).

Los diversos matices que pueden presentar los estados de agregación de la materia dependen ,a su vez, de la *temperatura* (a mayor temperatura, mayor energía cinética de las moléculas) y del *frote interior*, verdadera resistencia pasiva que es el resultado de los choques moleculares. Los líquidos poseen un débil frote interior (menor en los flúidos, que en los viscosos); en los gases es aún menor, mientras que en los sólidos adquiere grandes valores. La variación de temperatura, al variar la agitación molecular, permite los cambios de estado.

EXPERIMENTOS

Nº 1.—Observar y describir los siguientes materiales: agua, sal de cocina, sal inglesa, bicarbonato de sodio, aluminio, cobre, hierro, azufre, carbón, mármol, arena, azúcar, almidón, azúcar de leche (lactosa), ácido acético, ácido benzoico, ácido cítrico, urea, alcanfor, cloroformo, éter, alcohol, sulfuro de carbono, nafta, aguarrás (esencia de trementina), etc. Distinguir las propiedades genéricas de las específicas.

Nº 2.—Colocar en uno de los platillos de una balanza una bombilla eléctrica fuera de uso y equilibrar su peso con pesas o bien con arena fina colocadas en el otro platillo. Si con una limita o con una pinza se rompe la punta de vidrio de la bombilla, ¿qué se observa? El aumento de peso se debe al aire que ha penetrado en el interior de la bombilla ocupando el espacio vacío de la misma. Los demás gases se comportarían como el aire, es decir poseen peso, uno de los atributos fundamentales de la materia. El aire es por lo tanto un cuerpo.

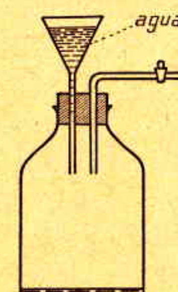


Fig. 6.—Demostración de la naturaleza material del aire.

Nº 3.—Tomemos un frasco vacío cerrado por un tapón de corcho que ajuste bien y que esté atravesado por un embudo y por un tubo de vidrio acodado, interceptado por un grifo cerrado o bien terminado por un tubo de caucho cerrado por una pinza o con el nudo de una cuerda. Si echamos agua por el embudo, ¿qué ocurre? ¿No decíamos que el frasco estaba vacío? Algún cuerpo existe en el frasco que impide la entrada del agua, ¿cuál es ese cuerpo?

Nº 4.—Echemos un trocito de alcanfor en agua bien limpia. Los movimientos desordenados que describe (de traslación y de rotación), se deben a la débil disolución de dicho sólido y a su gran volatilidad, fenómenos que producen sucesivos retrocesos como los de un cañón en el momento del disparo.

Tomemos, ahora, un alambre cuya superficie untamos con aceite (quitando luego el exceso del mismo mediante un papel de filtro). Si lo sumergimos en el agua de la vasija anterior, instantáneamente se detiene el movimiento del alcanfor. Ha sido suficiente la delgadísima capa de aceite (monomolecular) que se ha extendido sobre la superficie del agua y que corresponde a un peso infinitesimal del mismo, para aislar el alcanfor del agua y no hacer actuar las causas que originaron movimientos anteriores.[1]

CUESTIONARIO

1.—¿Qué papel importante desempeña la química en la vida moderna?

2.—Nombrar algunas industrias químicas que están muy desarrolladas en nuestro país.

3.—¿Qué diferencias existen entre las propiedades genéricas y las propiedades específicas?

4.—Qué clase de propiedades sirven para diferenciar; a) un alambre de cobre de un alambre de hierro; b) la madera del hierro; c) el aceite del vinagre; d) el alcanfor del mentol; e) el azúcar de la sal de cocina; d) el azufre del carbón.

5.—¿Que se entiende por materia y cuáles son sus propiedades fundamentales?

6.—¿Cómo se comprueban las propiedades de los cuerpos? ¿Cuál es el objeto de los experimentos?

7.—¿Cuál es la finalidad de las hipótesis? Diferénciense los conceptos de hipótesis y teorías. ¿Qué son las leyes?

8.—¿Qué diferencias fundamentales existen entre los sólidos, los líquidos y los gases?

9.—¿Cómo se demuestra que el aire posee naturaleza material?

10.—¿Cómo se originó el concepto de molécula?

11.—¿Cuáles son las propiedades moleculares típicas y cómo se comprueban?

12.—¿Cómo se interpretan los distintos estados de agregación de la materia de acuerdo con la teoría molecular?

[1] Este es uno de los medios que se han imaginado para medir el diámetro de las moléculas (método de Rayleigh).

CAPÍTULO II

MEZCLAS Y SUSTANCIAS.—NOCIÓN DE ESPECIE QUÍMICA

Cuerpos y sustancias.—Sustancias puras y mezclas.—Separación de los componentes de las mezclas.—La noción de especie química.—Sustancias naturales y artificiales.—Sustancias minerales y orgánicas.— Experimentos.—Cuestionario.

11. Cuerpos y sustancias.—La materia se nos presenta en porciones limitadas o *cuerpos*. Las características fundamentales de los cuerpos son la *forma* y el *tamaño;* éstas dependen del uso a que se los destina o de las acciones que en ellos se han ejercido. A la química no le interesan los cuerpos como tales (un cuchillo, un lápiz, un lente, una botella, una rueda, una gota de mercurio, una burbuja de aire, etc.), sino los materiales con los cuales puede fabricarse o están constituídos los cuerpos; esos materiales se distinguen los unos de los otros por sus propiedades específicas, y los denominaremos provisoriamente *sustancias*. Así, no confundiremos nunca por el sabor la sal de la cocina (salada) con el azúcar (dulce), ni por el olor podríamos confundir el vinagre con el alcohol.

La distinción entre cuerpo y sustancia está basada en las siguientes observaciones:

1º *El cuerpo posee una forma determinada; en la sustancia no interesa la forma.*—El vidrio es un producto que se prepara por la acción de ciertas sales (soda y creta) sobre el cuarzo (arena fina y pura), mediante la acción de un calor intenso; al final se obtiene un producto líquido, incoloro, que dejándolo enfriar se transforma en un cuerpo sólido, duro, quebradizo y trasparente, que tendrá la forma del recipiente en que se ha engendrado. En este estado, el vidrio no podría tener ningún uso. En cambio, antes que solidifique, puede dársele forma de superficie plana (vidrio para espejos, ventanas, etc.), de tubo, de botella, de copa, de vaso, etc., con lo cual habremos transformado el primitivo cuerpo, en nuevos cuerpos útiles y de forma característica (botella, copa, etc.). Para distinguir

a todos estos cuerpos necesitamos definir su forma, mientras que el componente común a todos ellos, la sustancia vidrio, no deja de ser lo que es, a pesar de las variaciones de forma que puede sufrir.

2º *Cuerpos diferentes pueden estar hechos por una misma sustancia.* — Así, con acero (sustancia) pueden hacerse distintos cuerpos: sierras, espadas, lanzas, cañones, herramientas, ruedas, engranajes, agujas, alambres, cuchillos, etc.

3º *Cuerpos semejantes pueden estar constituídos por sustancias diversas.*—Por ejemplo: los platos (cuerpos) pueden ser de arcilla cocida, de hierro enlozado, de cristal, de plata o de estaño. Y, además, podríamos añadir que *un cuerpo puede estar formado por diversas sustancias;* así, un cuchillo con su mango es un cuerpo que puede estar formado por una sola sustancia (acero), pero también por varias (acero y madera, acero y hueso, etc.) [1].

12. Sustancias puras y mezclas.—Si colocamos un trozo de hierro junto a otro de azufre, permanecerán en el mismo estado el uno respecto al otro, por más tiempo que trascurra. Con una lima podemos subdividir el hierro obteniendo un polvo gris (limaduras), mientras que el azufre machacado en un mortero se trasforma en un polvo amarillo (azufre en polvo). Juntemos ahora volúmenes más o menos iguales de ambas sustancias, y removiéndolos con el pilón, conseguiremos un polvo aparentemente homogéneo, de color agrisado claro (fig. 7). Si variáramos las proporciones, obtendríamos polvos de colores diversos, e intermediarios entre el amarillo del azufre y el gris del hierro. Fácilmente podríamos demostrar que cada uno de los constituyentes permanece en el polvo en su estado primitivo, y pueden separarse cómodamente (ver experimento Nº 1, pág. 29). Hemos obtenido así una *mezcla.* — Las mezclas son, en general, asociaciones a simple vista homogéneas formadas por la reunión de dos o más sustancias en cualquier proporción, cada una de las cuales conserva sus propiedades características. Por lo tanto, en las mezclas existen tantas especies de moléculas como sustancias las integran.



Fig. 7.

Las propiedades de las mezclas varían según la naturaleza de los componentes y su relativa proporción. Así, si se mezcla carbón en polvo con creta pulverizada, podrá obtener una mezcla

[1] Estas definiciones, así como las diferencias anotadas, no deben ser consideradas como algo absoluto, inobjetable, sino como observaciones previas para ir acostumbrando al principiante a poder discernir los materiales que debe conocer en el estudio de la química (que son las sustancias).

negruzca cuando predomina el carbón, grisácea, si se disminuye la proporción de esta sustancia, y cada vez más blanquecina a medida que es mayor la proporción de creta.

Siempre es posible separar los componentes de las mezclas por medios mecánicos o físicos (filtración, decantación, centrifugación, levigación, extracción, disolución, cristalización, congelación, destilación, fusión, etc.). Todos estos procedimientos constituyen el *análisis inmediato* de las mezclas.

Las *sustancias* están constituídas por materia homogénea, que resiste a todos los procedimientos mecánicos o físicos del análisis inmediato, y cuyas propiedades específicas son características y constantes, sólo variando de una a otra sustancia [1]. Así, el alcohol puro o absoluto a la temperatura de 15ºC posee siempre una densidad de 0,795; el éter puro en las mismas condiciones de temperatura tiene una densidad de 0,720 y el cloroformo de 1,490. Podría suceder que dos sustancias poseyeran alguna propiedad específica igual; siempre será posible establecer la diferencia variando las condiciones genéricas, o por intermedio de otras propiedades específicas. Las sustancias están formadas por moléculas de una única naturaleza.

SUSTANCIAS	MEZCLAS
Propiedades específicas constantes y características.	Propiedades específicas que varían según la naturaleza y proporción de los componentes.
Resisten los procedimientos mecánicos y físicos del análisis inmediato.	Los procedimientos mecánicos y físicos del análisis inmediato logran separar sus componentes.
Una sola clase de moléculas.	Varias clases de moléculas.

13. Separación de los componentes de las mezclas.—La primera tarea que se impone al químico frente a los productos que extrae de la naturaleza o de los que fabrica en el laboratorio o en la industria, es saber si se trata de una mezcla, y en caso de que así sea, separar sus componentes. Los diversos procedimientos empleados constituyen el *fraccionamiento* de la misma, pues como resultado se obtienen diversas *fracciones* de la muestra primitiva, las que poseen una composición química de más en más sencilla a medida que se avanza en este proceso de simplificación. Como casi todas las operaciones del fraccionamiento son de índole mecánico, se denomina también *separación mecánica.* Estos procedimientos, conjuntamente con otros que permiten aislar las sustancias puras, constituyen el *análisis inmediato.*

Los principales procedimientos son:

a) *Tamización.* Cuando una mezcla sólida está formada por componentes pulverizados, pero cuyas partículas se diferencian por su tamaño, se la hace pasar a través de cribas, tamices, zarandas, cernedores o cedazos,

[1] Esta definición de sustancia, y la noción de especie química que es su consecuencia (ver § 14), nos permite ya descartar a ciertas mezclas más o menos íntimas que anteriormente habíamos admitido provisionalmente como sustancia. P. ej.: acero, arcilla, madera, hueso, hierro enlozado, etc.

que no son sino redes de mallas más o menos gruesas o finas, formadas por hilos metálicos o de crin, seda u otras materias análogas. Se elige un tamiz de poros tales, que dejen pasar el polvo más fino y retengan el más grueso. En los molinos se utiliza este procedimiento para separar la harina del salvado o afrecho.

b) *Levigación.* Los minerales de los cuales pueden extraerse metales, se encuentran en la naturaleza mezclados con tierras y rocas de escaso valor industrial (ganga). Para separarlos, se pulveriza bien el mineral bruto (mena), se amasa con agua y se somete la pasta a la acción de una corriente de agua: el mineral útil, metalífero, por ser más pesado, se separa en el fondo, mientras que la ganga es arrastrada por la corriente. Estos procedimientos de separación de los componentes de las mezclas sólidas, basados en la acción de una corriente de un líquido (que no provoque trasformaciones de los componentes) sobre las partículas de diferente densidad, se denomina *levigación* y en el caso particular de los minerales metalíferos, *lavado*. Se utiliza, asociado con la tamización, para extraer el oro, más pesado, de las arenas y tierras auríferas, que son arrastradas más fácilmente por una corriente acuosa (ver pág. 269). En algunos casos, puede emplearse una corriente de aire (ventilación).

c) *Decantación.* En una mezcla de componentes sólidos y líquidos, basta abandonarlos durante un cierto tiempo para que la acción de la gravedad los separe; si el sólido es más denso, se deposita en el fondo del recipiente *(sedimentación)*. Luego pueden separarse ambos componentes por intermedio de la *decantación*, inclinando el recipiente y dejando escurrir el líquido a otro recipiente, si las partículas del sólido están bien apelmazadas, o bien retirándolo por succión (con pipeta o con sifón). Cuando sorbemos la infusión de mate por intermedio de la "bombilla", efectuamos a la vez una coladura (filtración rudimentaria) y una decantación por succión (separamos la infusión de las hojas y los palos).

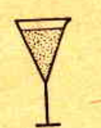



Fig. 8.—La sedimentación de un sólido suspendido en un líquido.

Si la mezcla está formada por dos líquidos que no se mezclan íntimamente (agua y aceite, agua y cloroformo, agua y éter, etc.), la acción de la gravedad permite también su separación espontánea por decantación: el líquido más denso va a la parte inferior y el menos denso queda en la parte superior. Luego, por sifonado, o bien dejando escurrir el líquido más denso por una llave que se cierra en el preciso momento en que la superficie de separación se encuentra en el canal de la llave, se logra aislar ambos líquidos. En los laboratorios se usan para este fin los *embudos separadores*, abiertos o tapados (fig 10).



Fig. 9.—La decantación simple, o succionando el líquido mediante una pipeta o un sifón.

d) *Centrifugación.* A veces la sedimentación, que puede ser muy lenta, se acelera por la acción de la fuerza centrífuga. Se coloca la mezcla en recipientes que se hacen girar a gran velocidad: los componentes más densos se ubican en el fondo de los recipientes, quedando superpuesto el más liviano *(centrífugas sedimentadoras)*. Un ejemplo se tiene cuando se separa la crema, que es más liviana, del suero de la leche (desnatadoras). En la industria se aprovecha este mismo proceso colocando la

mezcla en recipientes cilíndricos concéntricos, cuyas partes laterales están formadas por mallas muy finas, y que se hacen girar a grandes velocidades: los sólidos son retenidos por la malla mientras que los líquidos, solicitados por la fuerza centrífuga, la atraviesan *(centrífugas secadoras* o *turbinas)*. Es lo que se hace en la industria para separar los cristales de azúcar de la melaza.

e) *Filtración.* Es un procedimiento basado en el empleo de paredes o capas porosas, cuyos poros permiten retener las partículas sólidas, mientras dejan pasar el líquido en el cual aquellas estaban en suspensión. Generalmente el material poroso se acomoda en un soporte especial (embudo), que facilita la separación. Como materias filtrantes puede utilizarse el papel poroso, la estameña, el amianto, la arena fina en capa espesa, el carbón de madera en polvo, etc. Se acelera la filtración sometiendo el líquido a filtrar a una presión importante *(filtros-prensa)*, o sino haciendo un vacío parcial por debajo del filtro *(filtración al vacío)*. Cuando la cocinera prepara el café, al colarlo efectúa una filtración.

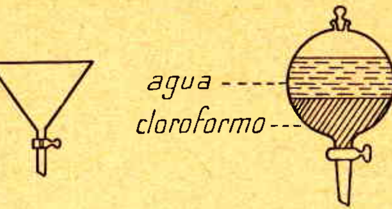


Fig. 10.—Embudos separadores, sin tapa y con tapa.

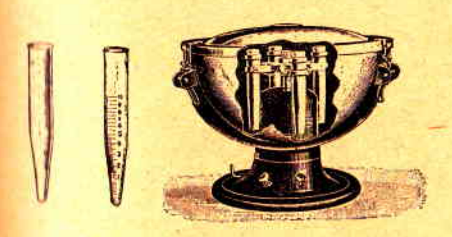


Fig. 11.—Centrífuga con motor eléctrico.

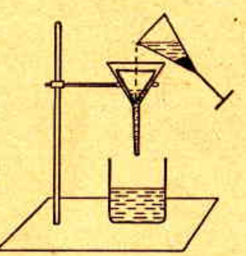


Fig. 12.—La filtración.

Un caso especial de filtración es el *prensado* de las mezclas, que permite separar los líquidos, dejando a los sólidos como una esponja compacta (torta). Son ejemplos: la extracción del zumo de uvas para fabricar el vino, la separación del aceite de las aceitunas (aceite de oliva) o de las semillas de lino (aceite de linaza), etc.

14. La noción de especie química.—En general, las sustancias casi siempre poseen pequeñas proporciones de otras que no han sido posible eliminar del todo al obtenerlas *(impurezas)*. Pero, existen procedimientos que reducen a proporciones insignificantes esas impurezas *(purificación de las sustancias)*, lográndose las *sustancias puras* que constituyen las verdaderas *especies químicas*, que no deben confundirse con los cuerpos, ni con las mezclas, siendo un concepto tan importante para la filosofía de la ciencia como es la noción homóloga de la biología. Actualmente se conocen alrededor de 500.000 especies químicas.

En general, una *especie química* o *principio inmediato* se caracteriza por estar constituído por materia homógenea que

resiste a todos los procedimientos mecánicos y físicos del análisis inmediato y poseer propiedades específicas constantes y características (ver pág. 25). Prácticamente una especie química, en general, se define: a) por una temperatura fija de ebullición; b) por una temperatura fija de fusión; c) por coeficientes de solubilidad constantes para ciertos disolventes y a determinada temperatura. Son los tres *criterios de pureza* fundamentales de las sustancias puras *.

El primer hombre de ciencia que estableció claramente estos conceptos fué Roberto Boyle (1627-1691), haciendo ver las diferencias existentes entre las llamadas "combinaciones químicas" y las "mezclas mecánicas". Pero estas ideas del sabio inglés sólo fueron eficaces después de una célebre discusión que se promovió entre Berthollet y J. L. Proust (1800-1808).



Fig. 13.—Roberto Boyle (1627-1691). — Este gran químico inglés es el verdadero padre de la química moderna.

15. Sustancias naturales y artificiales.—Según cual sea el origen de las sustancias, pueden establecerse dos grandes grupos, donde incluímos en realidad lo que se conoce con el nombre de *productos químicos* (sustancias puras o bien mezclas de carácter especial).

1º Las *sustancias naturales*, que se encuentran directamente en la naturaleza, como son las especies químicas que se extraen de las aguas potables y minerales, del agua de mar, de los fragmentos de rocas, de los animales y vegetales, de la atmósfera, etc. Ejemplos: el agua, la sal de cocina, el salitre, el azufre, la morfina, el almidón, el azúcar, los aceites y grasas, los metales, el oxígeno, etc.

2º Las *sustancias artificiales*, que el hombre crea, en el laboratorio o en la fábrica, sea como especies químicas nuevas o reproduciendo las sustancias naturales. Así, el ingenio humano ha creado los medicamentos sintéticos (aspirina, salvarsán, cloroformo, novocaína, etc.), las esencias artificiales (imitaciones de perfumes naturales), los colores de anilina, la seda y la lana artificial, el caucho sintético, los vidrios y las porcelanas, los materiales plásticos (resinas sintéticas), etc. Ejemplos de imitaciones tenemos en el alcanfor artificial o sintético, que compite con el natural extraído de una planta; el índigo o añil

* En el estudio de las especies químicas siempre interesa conocer: los caracteres organolépticos, las propiedades físicas, las propiedades químicas, y, aún, en algunos casos, su acción sobre los organismos (acción fisiológica).

Caracteres organolépticos son aquellas propiedades que se comprueban directamente con nuestros sentidos: olor, color, aspecto, sabor, etc. Las *propiedades físicas*, son las que se relacionan con los fenómenos físicos que pueden verificarse con una sustancia. Las *propiedades químicas* son las que se comprueban a través de los fenómenos químicos en los cuales puede intervenir la sustancia en cuestión.

sintético, que ha desplazado al vegetal; el ácido benzoico, el ácido salicílico, la vainillina, etc.

16. Sustancias minerales y orgánicas.—Son sustancias minerales o inorgánicas las que provienen del reino mineral. Ejemplo: el agua, la sal de cocina, el plomo, el mercurio, el yeso, el azufre, el oro, el oxígeno, el talco, etc.

La palabra *mineral* tiene igual origen que *mina*, y quiere aludirse con ella a los pozos, zanjas, cuevas o galerías subterráneas que se hacen para extraer los minerales.

Son *sustancias orgánicas* las que tienen su origen en los seres vivos u organismos (animales y vegetales), donde se encuentran como mezclas bajo la forma de carne, leche, maderas, hojas, frutos, etc. Ejemplos: las grasas y los aceites, la gelatina, la lana, la seda, el algodón, el alcohol, el azúcar, la glicerina, el almidón, las resinas, las gomas, las esencias, el ácido cítrico, el ácido tartárico, los taninos, los alcaloides, etc. Advertimos que no todos los productos mencionados son especies químicas únicas.

Además existen otras muchas sustancias obtenidas artificialmente por el hombre, que se clasifican por su semejanza, sea con las sustancias minerales, sea con las orgánicas. Esta clasificación no es absoluta, ante todo, porque no existe una diferencia esencial entre estas dos clases de sustancias, y, además, por las dificultades que en más de un caso se presentan para incluir una cierta sustancia en uno u otro grupo. El número de sustancias conocidas se acerca a 500.000, de las cuales las de naturaleza mineral no alcanzan a 40.000.

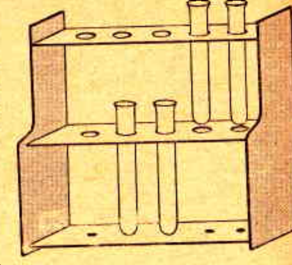
La rama de la química que se ocupa de las sustancias minerales o inorgánicas, se denomina *química inorgánica;* la que estudia las sustancias orgánicas, es la *química orgánica*. Las leyes y los principios teóricos que rigen las propiedades y la obtención de las sustancias, son los mismos para ambas ramas y constituyen el objeto de la llamada *química general*.

EXPERIMENTOS

Nº 1.— Juntemos en un mortero volúmenes aproximadamente iguales de azufre en polvo y limaduras de hierro, removiendo luego con el pilón hasta que el conjunto adquiera un aspecto uniforme. Examinemos el polvo con una lente de aumento (lupa), o mejor aun, con un microscopio, ¿qué se observa? ¿A cuál de las sustancias pertenecen, respectivamente, los granitos amarillos y los grises? Agitemos un poco del polvo en uno de los llamados tubos de ensayo (ver fig. 14) con un poco de agua y dejémoslo luego en reposo en la gradilla, ¿qué es lo que vemos? ¿Cuál de las dos sustancias separadas sube a la superficie del agua y cuál es la que va al fondo?[1] Acerquemos a una porción del polvo una barra imantada, ¿cuál

[1] En realidad el azufre es más pesado que el agua. Sólo flota debido a la tensión superficial que ejerce el agua y a la existencia de aire en las vesículas que posee la flor del azufre.

es la sustancia que es atraída por el imán? Pongamos un poco del polvo en un tubo de ensayo y agitémoslo con unos centímetros cúbicos de un líquido de olor particular a coles podridas, llamado *súlfuro de carbono*, y agitemos fuertemente teniendo el tubo cerrado con el dedo pulgar; fíltrese a través de un papel de filtro recogiendo el líquido que pasa en un vidrio de reloj. ¿Cuál de las sustancias de la mezcla ha quedado en el papel de filtro? Dejemos evaporar unas gotas de líquido que pasó por el filtro en un vidrio de reloj; el residuo que se forma, ¿a cuál sustancia corresponde? Hagamos aún otro experimento con esta mezcla; añadamos un cierto volumen del llamado ácido muriático (ácido clorhídrico comercial), ¿qué se notará? ¿Cuál es la sustancia que permanece sin ser *atacada* por el ácido muriático?


Fig. 14.

CUESTIONARIO

1.—¿Qué diferencias existen entre los cuerpos y las sustancias?

2.—¿Cómo se distinguen las mezclas de las sustancias?

3.—En el experimento nº 1, ¿qué procedimientos de separación de los componentes de la mezcla de azufre y hierro se han utilizado? ¿Qué otros medios de separación, en general, se conocen?

4.—¿Cuál es la noción de especie química y quién dió por primera vez su concepto claro?

5.—Nombrar algunas sustancias minerales y orgánicas, naturales y artificiales.

CAPÍTULO III

LAS DISPERSIONES.—SOLUCIONES Y CRISTALIZACIÓN

Sistemas homogéneos y heterogéneos. — Soluciones. — Cristalización. — Isomorfismo. — Isotropía y anisotropía: estado amorfo y cristalino. — Nociones sobre dispersiones y grados de dispersión. — Coloides y cristaloides; la diálisis. — Hidrosoles e hidrogeles; las jaleas. — Experimentos. — Cuestionario.

17. Sistemas homogéneos y heterogéneos.—Toda porción del Universo, que por el pensamiento separamos del resto del mismo con el propósito de estudiarla e interpretar los cambios que pueden suceder bajo la influencia de acciones diversas, se denomina *sistema* en las ciencias físico-químicas. Pero, en realidad, como tal, sólo se considera al conjunto de dos o más sustancias o cuerpos entre los cuales se ejercen acciones variadas.

Comparando los distintos sistemas de acuerdo a como se presentan ante nuestra vista, podemos establecer dos grandes grupos. Comencemos por observar un trozo de granito. Es bien visible su *heterogeneidad*, pues pueden distinguirse tres constituyentes sólidos: unas escamas vidriosas, incoloras, casi transparentes (cuarzo), unas láminas negruzcas muy brillantes (mica) y otras partículas blancas y opacas (feldespato). Cada uno de los constituyentes está separado de los otros por *superficies netas y definidas* (interfase). Cuando, en cambio, todas las partes de un sistema están formadas por porciones *homogéneas* de materia, que poseen iguales propiedades específicas, estamos en presencia de una *fase*.



Fig 14 bis.—Lámina de granito observada a la lupa: c, cuarzo; f, feldespato; m, mica.

Se denominan *sistemas homogéneos* o *monofásicos*, a los que están constituídos por una sola fase. Estos sistemas pueden estar formados por un solo constituyente o componente (sustancias), o, por varios (soluciones), y pueden presentarse al estado sólido, líquido o gaseoso. *Sistemas heterogéneos* o *polifásicos*, son aquellos que están compuestos por dos o más fases, en un mismo estado (líquido + líquido, sólido + sólido),

o en diversos estados (líquidos + sólidos, sólidos + gases, gases + líquidos). Mezclando aceite y vinagre, o bien agua y arena se tienen sistemas heterogéneos. Un sistema puede estar constituído a veces, por un solo componente; ejemplo clásico es el del hielo flotando en el agua y que está en contacto con el vapor de agua contenido en el aire. Este sistema: hielo + agua + vapor de agua, está constituído por tres fases de una misma sustancia.

No siempre resulta fácil saber si estamos en presencia de un sistema homogéneo o heterogéneo, pues muchos materiales que a simple vista parecen homogéneos, reforzando el poder visivo con instrumentos como el microscopio o el ultramicroscopio, resultan heterogéneos. Así, en la pólvora negra el microscopio distingue tres fases sólidas: una amarilla (azufre), otra blanca (nitrato de potasio) y la tercera, negra (carbón). En la placa fotográfica, el mismo instrumento diferencia los gránulos de bromuro de plata, de la gelatina, así como observando una gota de leche pueden verse los glóbulos de crema en el seno del suero (fig. 16, pág. 37).

18. Soluciones.—Si ponemos en contacto azúcar con agua, al comienzo tendremos dos fases, una sólida (el azúcar) y otra líquida (el agua). Después de cierto tiempo sólo observaremos una fase líquida (agua azucarada). Por más que miremos al microscopio no notaremos ni la menor partícula del azúcar. Si filtramos por papel o centrifugamos el líquido, no lograremos separar el azúcar. Decimos que el azúcar *se ha disuelto* en el agua. La proporción de azúcar que podemos disolver es variable, obteniéndose así aguas azucaradas de más en más dulces, y cuya densidad puede variar y llegar a un máximo de 1,32, con lo cual se obtiene un líquido viscoso (jarabe).

Se llaman *soluciones* o *disoluciones* a los sistemas que, como el citado, son perfectamente homogéneos y se obtienen mezclando proporciones variables de dos o más fases. El fenómeno que origina las disoluciones suele conocerse hoy con el nombre de *solvatación*. La fase que se halla en menor proporción es la *fase disuelta*; el medio donde se disuelve, es el *disolvente*.

No sólo se obtienen soluciones con el agua sino con otros disolventes. La sal de cocina, la sal inglesa y el bicarbonato de sodio se disuelven en el agua; el alcanfor, el iodo y las resinas se disuelven en el alcohol; los aceites y las grasas son solubles en la bencina, en el éter, en el cloroformo, etc. El agua gaseosa (mal llamada "soda"), es una solución de gas carbónico (anhídrido carbónico) en el agua. También pueden obtenerse soluciones mezclando varios líquidos: el alcohol con el agua, la bencina con el aceite, etc.

Si pudiéramos ver las moléculas, las soluciones podrían esquematizarse como en la figura 14 ter. que representa una solución diluída de azúcar (1,59 g. de azúcar, o sea 1 cm^3 en 1 litro de agua), en cuyo caso las moléculas de esta sustancia se reparten homogéneamente entre las del agua en la proporción de 1 por cada 600 de las del disolvente. El jarabe de azúcar más

concentrado no contiene más de 5 moléculas de agua por cada molécula de azúcar.

Las diversas sustancias pueden poseer uno o varios disolventes, pero sucede que son *insolubles* en otros. Así, el alcanfor es soluble en el alcohol (alcohol alcanforado), pero insoluble en el agua; el aceite es soluble en la bencina, pero insoluble en el agua. A su vez, una misma sustancia es *más soluble* en algunos disolventes que en otros. El grado como puede realizarse una disolución constituye la *solubilidad*, que se expresa con la cantidad de sustancia que puede disolverse en un cierto volumen o peso de disolvente(por ejemplo, 100 g). *La solubilidad varía con la temperatura*, generalmente aumentando con ésta, en el caso de las sales en el agua. Por ejemplo: 100 p. de agua a 0°C pueden disolver 17 p. de salitre, pero a 100°C disuelve hasta 240 p. de esta sal.

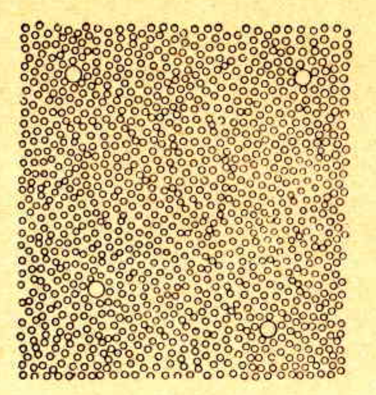


Fig. 14 ter.—Cómo podría representarse una solución azucarada (según M. Boll) de 1 gr. de azúcar en 1 litro de agua. (Aumento: 10.000.000).

Como vemos, *la solubilidad de las sustancias tiene un límite*. 100 p. de agua, a 20°C, alcanzan a disolver como máximo, 37 p. de sal de cocina; si pusiéramos 40 p. de sal, 3 p. de la misma quedarían sin disolver. A las mezclas que han recibido la cantidad máxima de sustancia soluble, se llaman *soluciones saturadas*. Cuando una solución contiene gran proporción de sustancia soluble, se llama *solución concentrada*, cuando, en cambio, la sustancia disuelta se halla en pequeña proporción, estamos en presencia de una *solución diluída*. A veces, hay soluciones que transitoriamente permanecen límpidas, a pesar de contener mayor cantidad de sustancias disueltas que las que corresponden a la saturación: son las *soluciones sobresaturadas*; el exceso de sustancia lo abandonan lentamente, por simple reposo, e inmediatamente, si se agita con energía o se coloca una pequeñísima cantidad de la misma sustancia al estado sólido.

Los fenómenos de la difusión (ver pág. 19) hacen conocer la naturaleza de estos sistemas, habiéndose desarrollado en los últimos 30 años una verdadera *teoría cinética de las soluciones*, desde los trabajos del holandés Van't Hoff, comparando las moléculas de la sustancia disuelta a las de una sustancia en estado gaseoso. En realidad, existen dos tipos de soluciones: unas obtenidas por *solvatación difusa* o *física*, donde la sustancia disuelta está en estado molecular (soluciones como las de azúcar en el agua, que no conducen la corriente eléctrica), y otras por *solvatación condensada* o *química* (soluciones como la de la sal de cocina, conductoras de la corriente eléctrica; son *sustancias electrolíticas*), donde las partículas del disolvente se encuentran en estado de "iones" (con carga eléctrica positiva o

negativa), generalmente combinadas con las moléculas del disolvente (ver pág. 247).

El estudio de las soluciones es de una extraordinaria importancia, sea en la Química, como en la Física y en la Biología. Nuestros alimentos pueden pasar a la sangre y ser asimilados, porque previamente son disueltos en el proceso de la digestión. Las plantas absorben sus alimentos del suelo, si actúa el agua como disolvente (de allí la importancia de la irrigación o de las lluvias en la Agricultura). Y, por fin, casi todos los procedimientos de la Química utilizan el fenómeno de la solución como un medio para alcanzar sus diversas finalidades.

19. Cristalización.—En la naturaleza existen numerosas sustancias sólidas, que poseen una forma geométrica determinada y limitada por *caras planas;* o sea, se presentan como cuerpos poliédricos, llamados *cristales* (de la palabra griega *krystallos*, que significa hielo, aludiendo así a la trasparencia): son las *sustancias cristalinas* [1].

Otras sustancias no poseen formas características: son las *sustancias amorfas* (del griego "a", partícula negativa y "morphe", forma), y, por fin, otro grupo de sustancias posee *forma organizada*, especial, visible al microscopio, pero sin estar limitadas por caras planas; p. ej.: gránulos de almidón, fibras de algodón o lana o seda, etc.

Fig. 15.—Cristal de anhídrido silícico (cuarzo).

Muchas veces un sólido aparentemente amorfo, no lo es si se observa al microscopio: son las *sustancias microcristalinas*. Es el caso del azúcar en polvo, de la sal fina de cocina, del mármol y de los metales.

Se llama *cristalización* al fenómeno de la formación de los cristales. En los laboratorios pueden obtenerse cristales siguiendo dos caminos:

a) *Cristalización por vía húmeda.*—Se parte de una disolución, que puede abandonar la sustancia cristalizada al evaporar el disolvente (así se obtiene la sal de cocina evaporando el agua de mar por medio del calor de los rayos solares). Se prepara una solución saturada de la sal y se abandona al reposo en recipientes cilíndricos de vidrio, anchos y bajos *(cristalizadores)*. La evaporación del disolvente transforma el primitivo sistema en una *solución sobresaturada*, que no tarda en separar los cristales. Se facilita este proceso por agitación, por el agregado de una sustancia inerte insoluble (soporte) o bien incorporando un cristalito de la sustancia que ha de cristalizar (germen).

También puede aprovecharse la diferencia de solubilidad

[1] En la antigüedad ya se habían estudiado las hermosas formas que presentaban ciertos minerales. Por su transparencia y falta de color en algunos casos (el cristal de roca o de montaña) su dureza y consistencia, se creyó que no era sino hielo formado en las altas cumbres de las montañas. Por su aspecto, semejante al del hielo, le dieron el nombre de tal que se ha conservado aún después de saberse que el cristal de roca p. ej.: no pudo haberse engendrado a expensas del agua.

de las sustancias de acuerdo con la temperatura. Por ejemplo, si se saturara una solución en caliente, al dejarla enfriar se disminuye la solubilidad (en la mayoría de los casos), se forma una solución sobresaturada y bien pronto aparecen los cristales.

El líquido en el seno del cual se han formado los cristales, se conoce con el nombre de *aguas madres*.

b) *Cristalización por vía seca.*—Se parte de sustancias sólidas. Puede operarse por *fusión*, es decir, liquidando un sólido por la acción del calor, con lo cual, al enfriarse la masa fundida, se forman los cristales. De esta manera puede obtenerse el azufre cristalizado. La cristalización por *sublimación* se aplica para aquellas sustancias que por el calor pasan directamente al estado gaseoso; al encontrarse con una superficie fría se originan los cristales. Es así como se purifica el iodo, o bien se extrae el ácido benzoico del benjuí.

20. Isomorfismo.—Los cristales se clasifican en un cierto número de clases o *sistemas cristalinos*, según la forma geométrica que poseen. Esta circunstancia, así como el ángulo que forman dos caras planas del mismo, se utilizan para identificar las sustancias cristalinas.

Pero, existe un cierto número de ellas que, a pesar de ser sustancias distintas, cristalizan de la misma manera, tanto, que pueden obtenerse *cristales mixtos* por cristalización de una mezcla de sales isomorfas (se obtienen así verdaderas soluciones sólidas), o superponer una sal sobre otra en un mismo cuerpo cristalino, haciendo servir a algunas de ellas como núcleos de cristalización para las otras *(sincristalización)*. Son un ejemplo los llamados alumbres que pueden ser de aluminio (es el común), de hierro o de cromo, y que cristalizan en octaedros regulares. Sustancias de este tipo se denominan *isomorfas* (del griego "isos", igual, y "morphe", forma), que guardan entre sí un cierto parentesco químico, como había sido enunciado por Mitscherlich en la siguiente regla: *"dos o más sustancias isomorfas poseen una constitución química análoga"*. Los alumbres, responden a esta regla. También los carbonatos de calcio, magnesio, hierro y manganeso, isomorfos, tienen la misma constitución química.

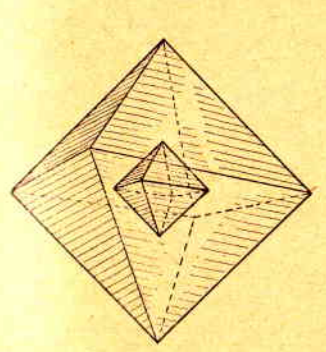


Fig. 15 bis.—Un cristal octaédrico de alumbre común formado sobre un cristalito de alumbre de cromo isomorfo (sincristalización).

En cambio, una misma sustancia puede cristalizar en di-

ferentes sistemas y formas, según las circunstancias. El fenó-
meno se denomina *polimorfismo.* Así, el carbono puede crista-
lizar en el sistema cúbico (diamante) o monoclínico (grafito).
El carbonato de calcio, a veces, cristaliza en el sistema exago-
nal (calcita) y otras veces, en el sistema rómbico (aragonita).

21. Isotropia y anisotropia; estado amorfo y cristalino.—Es sabido có-
mo en la industria pueden fabricarse con el vidrio incoloro o coloreado her-
mosos cuerpos de forma poliédrica (imitaciones baratas de las piedras pre-
ciosas). ¿Dichos cuerpos son cristales? Para decidir la cuestión, debemos
decir que la apariencia externa que presentan las sustancias cristalinas es
la consecuencia de un arreglo especial que presentan sus más pequeñas par-
tículas (moléculas, iones, átomos). Estas partículas no se trasladan, sino
que oscilan alrededor de puntos fijos, estando ordenadas simétricamente las
unas a continuación de las otras en las tres direcciones del espacio, for-
mando así figuras semejantes a un enrejado *(redes espaciales o retículos
cristalinos).* Esta estructura reticular, entrevista por Haüy y Bravais y
confirmada modernamente mediante el análisis con los rayos X (ver §
181, pág. 244), da lugar a la llamada *anisotropia* (del griego "an", par-
tícula negativa, "isos", igual, y "tropo", dirección), que consiste en la
particularidad de los cristales de variar las propiedades según la direc-
ción, sólo encontrándose igualdad en las partes simétricas [1]. Una acción
física y aun química ejercida en un punto de un cristal, se trasmite de-
sigualmente en las diversas direcciones.

En cambio, las sustancias amorfas son *isótropas*, o sea en ellas se com-
prueba la equivalencia de las propiedades en cualquier dirección que se
considere. Una acción ejercida en un punto se propaga igualmente en to-
das las direcciones (generalización del principio de Pascal para los flúidos).

Veamos algunos ejemplos. La dureza de los cristales es diferente se-
gún los puntos considerados, o sea, también, según la dirección en la cual
se los raya, siendo igual para las direcciones simétricas (curvas de dure-
za), mientras que en las sustancias amorfas es igual para cualquier pun-
to que se elija. Los minerales cristalinos se dejan romper o cortar más fá-
cilmente en unas direcciones que en otras (esfoliación). Tomemos dos es-
feras, una de vidrio (sustancia amorfa) y otra de cuarzo (sustancia cris-
talina), y calentémoslas al mismo tiempo; la conductibilidad y la dilata-
bilidad térmica del vidrio es isótropa (la esfera aumenta su tamaño, con-
servando su forma), mientras que la esfera de cuarzo, debido a la desigual
dilatación, se trasforma en un elipsoide. Cuando se funde un bloque de
hielo, que parece amorfo aunque es cristalino, la liquidación se hace de
preferencia en sitios privilegiados, y por procedimientos de amplificación
óptica del fenómeno, pueden observarse hermosas figuras de fusión (flo-
res de hielo de Tyndall). Lo mismo podríamos decir con respecto a la tras-
misión de la luz, de la electricidad, etc.

La característica fundamental de los cristales es, entonces, la anisotro-
pia, mientras que los sólidos amorfos, así como los líquidos y los gases,
son isótropos. Desde este punto de vista, los sólidos amorfos son verdade-
ros líquidos con elevado frote interior; el vidrio, p. ej., físicamente es un
líquido de enorme viscosidad. El frote interior de los sólidos amorfos pue-
de disminuirse *gradualmente*, de modo continuo, calentándolos, con lo cual
se ablandan paulatinamente hasta llegar a licuarse. En cambio, los sólidos
cristalinos, al ser calentados, mantienen su estado físico hasta llegar a
cierta temperatura (*punto de fusión*), desde la cual *bruscamente* pasan al
estado líquido.

Generalizando los conceptos anteriores, diremos que los estados de
agregación de la materia pueden racionalmente concretarse en dos aspec-

[1] Los cristales del sistema cúbico perfectamente simétricos, gozan de una cuasi-isotropia particular que no debe confundirse con la isotropia de las sustancias amorfas.

tos: el *estado cristalino* o anisótropo (cristales sólidos) y el *estado amorfo* (sólidos amorfos, líquidos y gases). Las diferencias entre estos últimos se establecen por su distinto frote interior y cohesión de las moléculas.

22. Nociones sobre dispersiones y grados de dispersión.— Dentro de las mezclas podemos establecer gradaciones entre dos casos extremos: los sistemas heterogéneos a simple vista y los sistemas que resultan homogéneos, aún con los más poderosos medios de que se dispone para aumentar el poder visivo (microscopio, ultramicroscopio).

Los físico-químicos consideran en conjunto a todos los sistemas que tienen las características de las mezclas, como resultantes de la división de una fase en otra, o *dispersiones.* En ellas podemos distinguir por lo menos dos fases: una dividida en pequeñas partículas *(fase dispersa* o *discontinua* o *interna),* en el seno de otra donde se encuentran diseminadas las anteriores *(medio* o *fase dispersante* o *continua).*

Las características particulares que presenta el sistema resultante, depende del tamaño de las partículas de la fase dispersada, o sea, de su grado de división o *grado de dispersión.*

De acuerdo con el grado de dispersión, pueden las mezclas clasificarse en:

1º *Agregados.*—Son fases sencillamente yuxtapuestas, sistemas polifásicos que se perciben a simple vista. No se trata realmente de dispersiones, pues falta la condición de poder establecer cuál es la fase dispersa y cuál el medio de dispersión. Ejemplos de agregados son las rocas, constituídas por asociaciones de distintas especies minerales, como el granito ya citado.

2º *Suspensiones y emulsiones.*—La leche a simple vista parece un líquido blanco y opaco, homogéneo. Sin embargo, un simple reposo basta para separar una masa aceitosa amarillenta (nata o crema), de un líquido acuoso (suero). Esa separación puede acelerarse por la fuerza centrífuga, como se hace en las "desnatadoras", empleadas en las industrias de la cremería. Como vemos, la leche es un sistema integrado por dos fases líquidas, la crema y el suero, lo cual de manera sencilla puede comprobarse por medio del microscopio (fig. 16).

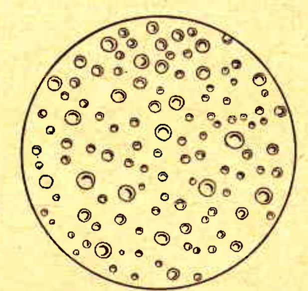


Fig. 16.—Una gota de leche observada en el microscopio.

Los sistemas de esta naturaleza, homogéneos a simple vista, pero heterogéneos al microscopio, constituídos por dos fases líquidas, se denominan *emulsiones.* En farmacia, suele darse esta forma al aceite de hígado de bacalao (tónico), al aceite de ricino (purgante), o a la vaselina líquida (laxante), como manera cómoda y eficaz para administrarlos.

También se obtienen por procedimientos mecánicos especiales, sistemas homogéneos a simple vista, pero heterogéneos al microscopio, incorporando ciertas fases sólidas en fases líquidas. Son las *suspensiones*. Agitando enérgicamente con el agua sustancias sólidas como la arcilla, el caolín, el azul de Prusia, el negro de humo, etc., se obtienen suspensiones. Son suspensiones la *tinta china* (negro de humo en agua) y la *leche de magnesia* de las farmacias (magnesia más o menos hidratada en el agua).

Estos sistemas no son muy estables, por lo cual sedimentan con cierta facilidad. La fase dispersada está subdividida en forma de *partículas microscópicas*, cuyo tamaño es mayor de $0{,}1\mu$[1] y se mantienen un cierto tiempo mezcladas uniformemente con el medio dispersante, por una especie de equilibrio entre la acción de la gravedad y la viscosidad del líquido.

3º *Sistemas coloidales.*—Hay sistemas en los cuales el grado de dispersión es aún mayor. Mezclemos clara de huevo (albúmina) con agua; obtendremos una fase líquida homogénea a simple vista, así como al microscopio. Pero si se hace pasar un rayo de luz intensa a través de este sistema, aparece una estela luminosa, hecho que no sucede con el agua *(fenómeno de Tyndall)*. Este fenómeno es idéntico al que todos conocemos cuando penetra un rayo de luz en un cuarto oscuro, mostrándonos en su recorrido el pulvísculo atmosférico como puntos brillantes animados de un incesante y desordenado movimiento. Si observamos con el microscopio la mezcla de clara de huevo en el agua, pero iluminando lateralmente la preparación (*ultramicroscopio*), veremos también numerosos puntos brillantes animados de un movimiento vivaz en zig-zag (*movimiento browniano*). Por medio del ultramicroscopio no vemos directamente las partículas de la fase dispersada, sino indirectamente a través de la luz que reflejan; con este artificio podemos aún contarlas y hasta averiguar su tamaño.

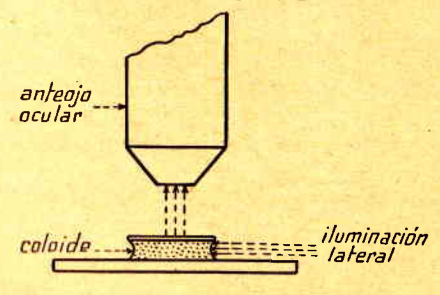
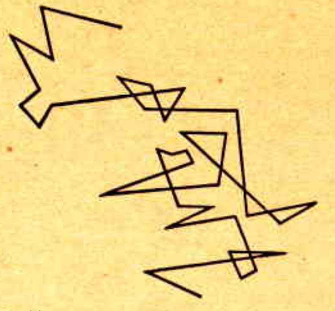


Fig. 17.—Observación de un sistema coloidal al ultra-microscopio.

Estos sistemas homogéneos a simple vista y al microscopio, pero heterogéneos al ultramicroscopio, son los *sistemas coloidales* (del griego "kolla" cola, y "eídos, forma), llamados

[1] La letra griega μ (mi) es el símbolo de una unidad de medida, de empleo frecuente en las observaciones microscópicas, que se llama *micrón* (milésima parte de un milímetro). Cuando se escribe $\mu\mu$, o $m\mu$, se hace referencia al *milimicrón*, o sea, a la milésima parte del micrón.

así por haber sido observados por primera vez en la cola. También se llaman *pseudo-soluciones* o *soluciones coloidales*.


Fig. 18.—Recorrido de una partícula coloidal (movimiento browniano).

El grado de dispersión es tal, que el tamaño de las partículas puede variar entre $0{,}1\mu$ y 1 $m\mu$. Estas se denominan partículas *ultramicroscópicas* o *micelas*. Como característica importante diremos que las micelas poseen una determinada carga eléctrica (positiva o negativa), que al ser de igual signo para un mismo sistema, se producen rechazos que explican la gran estabilidad de éstos (espontáneamente se separan con dificultad las fases).

Son ejemplos de sistemas coloidales: las mezclas con el agua de sustancias como el engrudo de almidón, las albúminas, las gelatinas, las gomas, el jabón, los taninos, el caramelo. Una *niebla* es la dispersión coloidal de un líquido en un gas (por ejemplo: el agua en el aire formando la neblina), mientras que una *espuma* es el caso inverso, un gas dispersado en un líquido. El *humo* que sale de las chimeneas es una dispersión de sólidos (hollín, cenizas) en un gas. El aire atmosférico lleva siempre en suspensión simple y coloidal el pulvísculo atmosférico. El vidrio rubí es una suspensión de un sólido (oro o selenio) en otro sólido (vidrio).

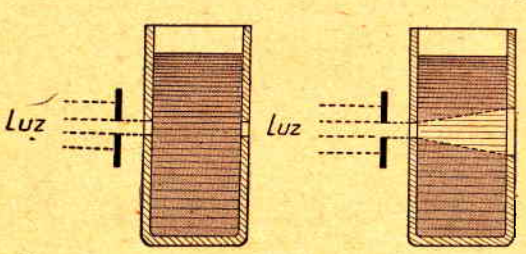


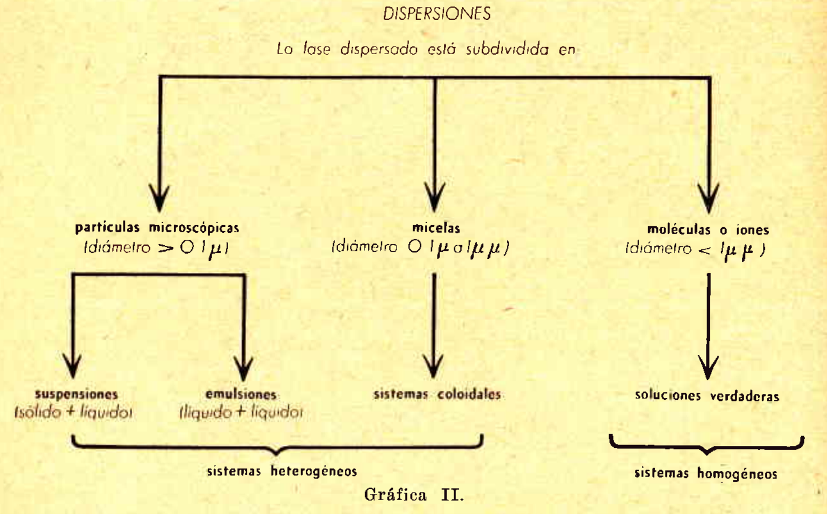
Fig. 19.—Pasaje de la luz a través de una solución verdadera y de un sistema coloidal. (Fenómeno de Tyndall)

4º *Soluciones verdaderas.*—Estos sistemas son homogéneos, tanto a simple vista, como al microscopio y al ultramicroscopio. El grado de dispersión es máximo y el tamaño de las partículas es del orden molecular. Ante el pasaje lateral de un rayo de luz intensa (fig. 19) o en la observación microscópica, son *ópticamente vacíos*, es decir, no se comprueba en ellos ninguna superficie de separación, apareciendo como un todo continuo.

[1] Según Bancroft, en la química coloidal deben considerarse las siguientes partículas: gránulos (sólidos), gotas (líquidos), burbujas (gases), filamentos (sólidos fibrosos) y películas (p. ej., las de las pompas de jabón).

En realidad las mismas moléculas, p. ej., de un gas o de un líquido transparente, difunde algo de la luz que las ilumina. Pero el fenómeno sólo es aparente cuando se observan bajo muy grandes espesores. (Éste es el origen del color azul del cielo o del agua de mar; ver págs. 111 y 169).

23. Coloides y cristaloides; la diálisis.—El fenómeno de la disolución es posible debido a una propiedad muy conocida de la sustancia disuelta, la *difusión,* ocasionada por el movimiento molecular (ver pág. 19). La velocidad con la cual se difunden



Gráfica II.

las sustancias en un disolvente, es variable; muy grande para algunas, como para la sal de cocina, el azúcar, la sal inglesa, etc., en el agua; es mucho menor para las albúminas, las gomas, el jabón, los almidones, la gelatina, etc. Este hecho es más visible cuando se estudia la velocidad con la cual atraviesan las membranas de pergamino. El inglés Thomas Graham en el año 1861, fué quien estableció la diferencia entre los *coloides,* que no atraviesan el pergamino animal, o lo hacen con suma lentitud y cuyas soluciones dan por evaporación masas pastosas parecidas a la cola (albúminas, gomas, etc.); y los *cristaloides,* que atraviesan rápidamente el pergamino y cuyas soluciones dan cristales cuando se evaporan (sal de cocina, azúcar, etc.)[1]. El procedimiento que permite la separación de ambas sustancias mediante el uso de membranas especiales, se denomina *diálisis* y los aparatos que se utilizan, *dializadores* (fig. 20).

En realidad, estas propiedades no señalan diferencias esenciales entre las sustancias, sino *diferencias del estado de dispersión* de las mismas, que a su vez dependen del medio de

[1] Esta diferencia ya había sido encontrada anteriormente por el francés A. E. Baudrimont (1844), y poco después por el italiano F. Selmi (1846).

dispersión elegido y de la forma como se hizo la dispersión. Así, el tanino con el agua de una suspensión coloidal, mientras que con el ácido acético forma una solución verdadera. Por ello no es correcto hablar de "sustancias cristaloides" o de "sustancias coloides", sino de un *estado cristaloide* o soluble y de un *estado coloidal.*

La importancia del estudio de los coloides es tan grande que forma una rama de la Físico-química denominada *Coloideo-química.* Los animales y las plantas poseen el protoplasma como un complejo sistema coloidal. En muchas industrias es indispensable el estudio de los coloides, como en las de: curtido de cueros; teñido de tejidos; fabricación de seda artificial, de resinas artificiales (galalita, bakelita, etc.), de pinturas y barnices, de jabones; extracción y elaboración del caucho; utilización de harinas; obtención de la manteca, de los quesos y de la caseína, a partir de la leche; preparación de placas y películas fotográficas; purificación del agua, del aire, de los alimentos y de diversos productos químicos, etc.

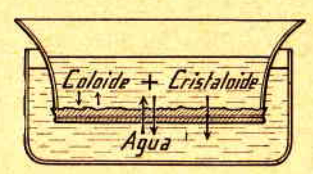


Fig. 20.—Esquema de un dializador.

24. Hidrosoles e hidrogeles; las jaleas.—Las dispersiones coloidales se designan generalmente mediante una palabra formada por el nombre simplificado del medio dispersante, seguido por el sufijo "sol" (aerosol, alcohosol, hidrosol, etc.)[1]. Las suspensiones coloidales de sustancias en el agua o *hidrosoles,* tienen una enorme importancia en la Química y en la Biología.

Cuando se abandona un hidrosol, las micelas pueden juntarse entre sí y constituyen partículas de más en más grandes, hasta que llegan a ser visibles al microscopio, luego, a simple vista, y, por fin, se separa la fase dispersa como una masa granulosa o gelatinosa insoluble, que se denomina *hidrogel.* Este proceso de formación de hidrogel a partir de un hidrosol, se llama *coagulación,* la que se produce espontáneamente con una lentitud más o menos pronunciada (mide la estabilidad del sistema). Pero puede provocarse una coagulación rápida, por la acción del calor o por el agregado de ciertas sustancias. Así, añadiendo vinagre a la leche tibia, coagula la caseína que formaba con el suero un sistema coloidal. Una solución de clara de huevo calentada a la ebullición separa la albúmina coagulada (relaciónese este hecho con la preparación de los huevos duros). El alcohol sólido es un gel formado por la acción del ácido esteárico sobre una solución saturada de acetato de calcio en alcohol de quemar[2].

Relacionadas con los hidrosoles, aunque con propiedades distintas, están las *jaleas o gelatinas.* Si se calientan cinco gramos de gelatina y 100 cm^3 de agua, se obtiene un hidrosol, que enfriado a menos de 18 grados centígrados se transforma en una masa rígida y al mismo tiempo blanda, pero indeformable. Si se vuelve a calentar, se obtiene un líquido (diferencia con los coágulos). Un experimento parecido puede realizarse disolviendo 5 g de jabón en 100 cm^3 de agua. Las jaleas de frutas se obtienen directamente por la pectina que contienen.

EXPERIMENTOS

Nº 1.—*Solubilidad de las sustancias.*—Colocar en sendos tubos de ensayo: sal de cocina, azúcar, bicarbonato de sodio, azufre en polvo, limaduras de hierro, magnesia calcinada, arena, aceite de oliva, alcanfor, iodo,

[1] De la palabra latina *solutio* = solución.
[2] En realidad el producto comercial corriente es un alcohogel de un éster de la celulosa.

etc. — Agitando con un cierto volumen de agua, y dejando luego en reposo, ¿cuáles de estos materiales son solubles? — Repitamos el experimento usando como disolvente alcohol, éter, acetona y cloroformo y anotemos la solubilidad de dichas sustancias en cada uno de los disolventes, así como las propiedades de las soluciones formada.

Nº 2.—*Cristalización del dicromato de potasio.*—Disuélvase en agua calentada en una cápsula de porcelana, cristales de un producto denominado dicromato de potasio, de color anaranjado intenso, hasta que ya la solución no admita más sal (solución saturada). — Viértase el líquido en un cristalizador. ¿Qué sucede después de un cierto tiempo? — Descríbase la forma de los cristales obtenidos.

Nº 3.—*Cristalización del sulfato de cobre.*—Prepárese con la misma técnica del experimento anterior, una solución concentrada del producto de color azul llamado sulfato cúprico, o caparrosa azul, y déjese el líquido en reposo hasta el día siguiente en un cristalizador. Descríbanse los cristales formados.

Nº 4.—*Sobresaturación del crémor tártaro.*—Caliéntese con agua a la ebullición una cantidad excesiva de crémor tártaro (tartrato ácido de potasio)[1], decántese el líquido caliente y divídase en dos tubos de ensayo, dejándolos en reposo absoluto hasta que se enfríen completamente. En uno de ellos frotemos las paredes del tubo mediante una varilla sumergida en la solución y en la otra agreguemos un cristalito de crémor tártaro (germen). — ¿Qué se observa?

Nº 5.—*Sobresaturación del hiposulfito de sodio.*—Caliéntese con cuidado unos cristales del llamado hiposulfito de sodio (sal usada en fotografía) en un tubo de ensayo seco, hasta que la sal funda en su agua de cristalización. Se tapa el tubo de ensayo con un trozo de algodón y dejándolo en reposo absoluto, se deja enfriar. — ¿Qué sucede si añadimos un cristalito de la sal?

Nº 6.—*El isomorfismo de los alumbres.*—Prepárense en caliente, por separado, dos soluciones concentradas (p. ej., unos 12 g de sal para 100 cm^3 de agua), una del llamado alumbre ordinario (sulfato alumínico potásico) de color blanco, y otra de alumbre de cromo (sulfato crómico amónico), de color violáceo. Ambas soluciones al enfriarse, separarán los cristales respectivos.

Pero como al encontrarse con las paredes del cristalizador los cristales no se forman bien, pues algunas caras están impedidas en su crecimiento, las condiciones ideales para obtener cristales perfectos son las siguientes: en ambas disoluciones aun calientes, suspendemos un cristalito de la respectiva sal atado a la extremidad de un hilo sostenido en los bordes del vaso por una varilla de vidrio o un palillo de madera, de tal manera que no toque ni el fondo ni las paredes del recipiente. — Sobre el germen se irán incorporando capas de la sal disuelta, engrosándose el cristal tanto mejor cuanto más lento sea el crecimiento; ¿son iguales o distintos estos cristales por su forma?

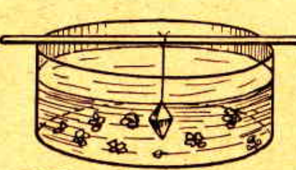


Fig. 21.—Cristalización del alumbre.

Después de varios días podemos obtener cristales grandes de los alumbres. Si suspendemos un cristal grande de alumbre en la solución de alumbre de cromo, continuará el crecimiento del cristal, conservando su forma, pero depositándose una sustancia distinta (el alumbre de cromo); si al mismo tiempo sumergimos un cristal de alumbre de cromo en

[1] En frío sólo se disuelve 1 p en 200 de agua. Puede hacerse el experimento con 2 p de sal para 100 de agua a la ebullición.

una solución de alumbre ordinario, el crecimiento se hará a expensas de esta última sustancia. Queda así demostrado el isomorfismo de los dos alumbres.

Nº 7.—*Obtención de una suspensión de arcilla coloidal.*—Tómese una porción de tierra negra, mezcla de varias sustancias, en donde predomina la arcilla, y deslíase en agua. Dejando el sistema en reposo hasta el día siguiente en una probeta, en el fondo se separa un depósito barroso, y en cuanto al líquido superpuesto, algo turbio, se filtra por papel de filtro o bien se centrifuga; queda un líquido opalino que es una suspensión coloidal de arcilla. Iluminado lateralmente por un rayo de luz intensa, se comprueba el fenómeno de Tyndall.

Nº 8.—*Diálisis de una mezcla de un coloide y de un cristaloide.*—Disolver separadamente sal de cocina y clara de huevo en el agua. Colocar ambas soluciones en sendos dializadores pequeños, formados por un tubo grueso de vidrio cuya extremidad inferior esté cerrada por un papel de pergamino humedecido y sujeto con una cuerda, o bien en cartuchos de colodio[1] Ambos dializadores se sumergen en recipientes que contengan agua destilada, y se dejan en reposo durante 24 horas. Con los líquidos de los recipientes se hacen los siguientes experimentos.

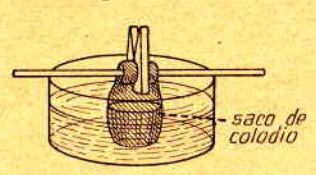


Fig. 22.—Dialisis con una membrana de colodio.

a) Dializado de la solución de cloruro de sodio. Se demuestra que la sal de cocina ha pasado por la membrana del dializador, añadiendo a una porción de la solución, un reactivo del cloruro, como es el de nitrato de plata que da un precipitado blanco arrequesonado de cloruro de plata, o, más sencillamente, comprobando el sabor salado del líquido.

b) Dializado de la solución de albúmina. Tómese dos porciones de este líquido: una de ellas sometida a la ebullición en un tubo de ensayo no coagula la albúmina (repetir el experimento con el líquido interior del dializador), mientras que en otro tubo se añade al líquido ácido acético y se calienta, no observándose tampoco una precipitación de la albúmina (repetir también aquí el experimento con el líquido interno del dializador). Es decir, que la albúmina no ha pasado por la membrana del dializador.

CUESTIONARIO

1.—Definir y dar ejemplos que aclaren el valor de estos términos: a) sistemas homogéneos; b) sistemas heterogéneos; c) fase; d) dispersiones, fase dispersa y medio dispersante; e) agregados, suspensiones y emulsiones; f) sistemas coloidales; g) soluciones verdaderas.

2.—¿Cuál es el grado de dispersión de la fase interna en las suspensiones, en los sistemas coloidales y en las soluciones verdaderas?

3.—¿Qué son los coloides y los cristaloides? ¿Cómo se reconocen?; y en el caso de estar mezclados ¿cómo se separan?

4.—¿Qué es: una niebla, una espuma, un humo, una jalea?

5.—Definir y dar ejemplos que aclaren el significado de los términos:

[1] Se sumerge un tubo de ensayo grueso en colodio, se retira y se seca el colodio haciendo girar rápidamente el tubo; se vuelve a repetir esta operación, y al fin se sumerge el tubo en agua durante unos minutos, siendo fácil la separación del cartuchito de colodio formado.

a) solución; b) disolvente; c) soluble; d) insoluble; e) solución saturada; f) solución sobresaturada; g) solución concentrada; h) solución diluída.

6.—¿Cómo se explica el fenómeno de la solución?

7.—¿Que es un cristal? ¿Qué son las sustancias cristalinas y las sustancias amorfas?

8.—¿Qué es el isomorfismo? — Dar ejemplos de sustancias isomorfas. ¿Cómo se comprueba el isomorfismo?

9.—¿Qué son la isotropía y la anisotropía? Definir los estados amorfo y cristalino.

CAPÍTULO IV

LOS FENÓMENOS QUÍMICOS.—LOS ELEMENTOS Y LOS ÁTOMOS

Los fenómenos.—Fenómenos físicos y fenómenos químicos.—Las condiciones para producir los fenómenos químicos; la afinidad.—Papel de la energía en los fenómenos químicos.—Energía química y afinidad.—Combinaciones.—Descomposiciones.—Sustancias simples y sustancias compuestas.—Reversibilidad; las disociaciones.—Las reacciones por sustitución.—Reacciones por intercambio o doble sustitución.—Noción de elemento.—Metales y no metales (metaloides).—Noción de átomo.—Algunos símbolos antiguos.—Notación química actual.—Experimentos.—Cuestionario.

25. Los fenómenos.—En lenguaje científico, se denomina *fenómeno* a todos aquellos cambios, aún los que parezcan insignificantes, que los cuerpos o las substancias pueden presentar, tanto en sus propiedades como en sus relaciones [1].

Una bujía o vela que arde, una piedra que cae, la corriente de un río, el crecimiento de una planta, la erupción de un volcán, la circulación sanguínea, el recuerdo de un hecho, la formación de las nacionalidades, las oscilaciones del cambio monetario, son ejemplos de fenómenos elegidos al azar dentro del campo de acción de distintas ciencias.

26. Fenómenos físicos y fenómenos químicos.—Dentro de los fenómenos que se observan en la naturaleza nos interesa distinguir dos clases:

1º *Fenómenos físicos.*—Si se calienta un trozo de hierro, éste se dilata y llega a enrojecer elevándose su temperatura; si dejamos de calentarlo, se enfría y llega, poco a poco, a su estado primitivo (en sus dimensiones, color y temperatura). Al chocar una cucharilla contra una copa, se origina un sonido, que deja de producirse en cuanto no golpeamos la copa con la

[1] Como vemos, en el léxico científico no se le da a esta palabra el significado que posee en el lenguaje vulgar, según el cual un fenómeno es un acontecimiento o cosa extraordinaria, sorprendente o maravillosa.

cucharilla, no observándose, mientras tanto, ningún cambio en los dos cuerpos. Hay numerosos fenómenos que, como el ejemplo del metal candente y la copa que suena, presentan estas características: a) *transformaciones transitorias*, b) *las mismas sustancias se encuentran antes y después del fenómeno*, y, además, c) *estas transformaciones podemos repetirlas indefinidamente con la misma cantidad inicial de materia*. Son estos los *fenómenos físicos*, que podemos definir como aquellos que se desarrollan sin transformación íntima y permanente de la materia. La *Física* estudia estos fenómenos.

2º *Fenómenos químicos.*—Una herradura abandonada en la carretera, sabemos que se "oxida", recubriéndose su superficie de un polvo rojizo pardusco, llamado *orín* o *herrumbre*, de propiedades muy distintas al hierro primitivo. De manera parecida, el cobre y el bronce, pueden adquirir una envoltura verde que se llama *cardenillo*.

Si en un tubo de ensayo calentamos unos trocitos de carbón de piedra o mineral (hulla), se desprenden ciertos gases y vapores de olor especial, que acercándoles una llama, arden (gas de alumbrado), mientras queda como residuo una masa negruzca (coque) de aspecto distinto al material primero. Si reuniéramos de distintos modos el coque con el gas, no podríamos regenerar el carbón de piedra.

gas luminoso
alquitrán
carbón de piedra

Fig. 23.—Formación del gas de alumbrado.

Si en otro tubo de ensayo inclinado calentamos con cuidado un trozo de azúcar, éste al comienzo funde, luego se oscurece desprendiendo gases y vapores con olor particular (caramelo), que se condensan en las partes frías del tubo como gotitas de agua, quedando en el fondo del tubo carbón; por más que volvamos a juntar el agua y el carbón no reaparecerá el azúcar.

Como vemos, estos fenómenos se diferencian de los anteriores por: a) *la trasformación es permanente*, b) *las sustancias que intervienen se transforman en otras*, c) *el fenómeno sólo puede producirse una sola vez con la misma cantidad inicial de materia*. Son estos los *fenómenos químicos* que podemos definir como aquellos que se desarrollan con transformación íntima y permanente de la materia. Cuando el carbón, la madera o la nafta se queman, o el mosto se convierte en vino por fermentación, o un metal se oxida, o se pudre una fruta, o se enrancia una grasa, estamos en presencia de fenómenos químicos.

La *Química* estudia las propiedades y la formación de las sustancias, así como los fenómenos químicos.

Cuando se verifica un fenómeno químico, se dice también que se ha realizado una *reacción química*, y que la o las sustancias que intervienen *han reaccionado*. Estas reacciones pueden verificarse por *vía seca*, es decir entre sustancias al estado sólido y con intervención del calor, o por *vía húmeda*, cuando una o varias de las sustancias reaccionantes están al estado líquido. Las sustancias sólidas no suelen reaccionar fácilmente, mientras que sí lo hacen, con mayor facilidad, las sustancias líquidas o las gaseosas. Este hecho ya lo conocían los antiguos químicos que habían escrito el siguiente aforismo: "Corpora non agunt nisi fluida" (sólo reaccionan entre sí los cuerpos líquidos).

Fenómenos Físicos	*Fenómenos Químicos*
Las mismas sustancias se encuentran antes y después del fenómeno.	Una o varias sustancias desaparecen, y una o varias substancias nuevas se forman.
La transformación es transitoria.	La transformación es permanente.
Puede repetirse indefinidamente el fenómeno con la misma cantidad inicial de materia.	Sólo puede producirse el fenómeno una vez, con la misma cantidad de materia.

Estas diferencias y definiciones no tienen un valor absoluto, pues hay fenómenos de características intermediarias entre los químicos y los físicos (*fenómenos físico-químicos*). — Existen, además, transformaciones que ocurren en los seres vivientes u organismos, donde al lado de las características vitales, concurren un complejo de factores físicos y químicos (*fenómenos biológicos*).

27. Las condiciones para producir los fenómenos químicos; la afinidad.—No siempre, cuando ponemos en contacto dos o más sustancias, se produce una reacción química. Si añadimos aceite de vitriolo (ácido sulfúrico concentrado) sobre azúcar en polvo y sobre raspaduras de parafina colocadas en sendos tubos de ensayo, mientras que el azúcar se ennegrece (carboniza), la parafina permanece inalterable. Si sumergimos un alambre de platino y otro de cobre en agua fuerte (ácido nítrico), el primero queda tal cual, en cambio, el cobre poco a poco se disuelve, dando un líquido azul, y engendrándose vapores de color pardo (vapores rutilantes). La mezcla de azufre en polvo y limaduras de hierro no reacciona en frío, mientras que calentándola a cierta temperatura se produce un fenómeno químico, originándose una nueva sustancia de color negro (ver Exp. nº 1). Si mezclamos íntimamente en el mortero dos sustancias como el ácido tartárico y el bicarbonato de

sodio, no se nota ningún fenómeno aparente; pero si añadimos agua, se produce efervescencia, formándose dos nuevas sustancias, una gaseosa (el gas carbónico) y otra que permanece en solución acuosa (el tartrato de sodio) [1]. Una placa fotográfica mantenida en la obscuridad no se altera, mientras que expuesta a la luz ya no nos sirve más (se ha "velado"). Como vemos, el azúcar reacciona con el ácido sulfúrico, y no lo hace la parafina; el platino no reacciona con el ácido nítrico, y el cobre sí lo hace; la mezcla de limaduras de hierro y azufre, sólo reacciona a temperatura elevada; el ácido tartárico y el bicarbonato de sodio mezclados reaccionan si se añade agua, y las sales de plata de la placa fotográfica, permanecen sin reaccionar en la oscuridad, pero son sensibles a la luz. Esto nos advierte que no podemos practicar los experimentos y obtener las sustancias que interesan a la Química, trabajando de cualquier manera. Sacamos de esto la siguiente consecuencia: *Sólo se verifican los fenómenos químicos entre ciertas sustancias y operando en deteminadas condiciones.*

Los antiguos, viendo la gran diversidad y la aparente arbitrariedad o capricho que se observa en la producción de los fenómenos químicos, los compararon a los actos voluntarios de los hombres, y así como entre éstos puede o no existir simpatía o *afinidad,* decían que también entre las sustancias puede o no existir simpatía o afinidad para entrar en reacción. Así, el cobre tiene afinidad para reaccionar con el ácido nítrico, mientras que no la tiene el platino. A su vez la afinidad, como ya lo reconoció el holandés Boerhave en los comienzos del siglo XVIII, *no es una propiedad fija,* sino que puede variar según las condiciones de la operación.

Esta noción empírica de la afinidad, que durante mucho tiempo permaneció obscura y vaga, y hasta dió lugar a confusiones, hoy ha sido precisada relacionándola con los *intercambios de energía* que ocurren en los fenómenos químicos, y, en cierto modo, *se traduce por la fuerza con la cual reaccionan las sustancias.*

28. Papel de la energía en los fenómenos químicos.—Que en los fenómenos químicos interviene la energía (facultad para producir trabajo), se pone en evidencia por las distintas formas de la misma (luz, calor, electricidad, etc.), que se liberan o se absorben al reaccionar las sustancias. V. gr.: en la reacción del azufre con el hierro, la masa se pone incandescente (producción de luz y calor). Desde antiguo, el hombre aprovecha el calor que se desprende al quemar los combustibles. Precisamente, es el calor la manifestación que menos nos hace ver la intervención de la energía en los fenómenos químicos. Existen reacciones que se verifican con producción de calor *(reacciones exotérmicas),* mientras que otras necesitan absorber calor para producirse *(reacciones endotérmicas).*

[1] Los granulados efervescentes de tartrato sódico que se expenden en las farmacias, están basados en este principio, y contienen al estado seco y granulado ácido tartárico, bicarbonato de sodio y azúcar. Son de uso familiar, como refrescante, para corregir los efectos de una comida abundante, como laxante, y, aún como purgante.

Cuando el albañil "apaga" la cal, o sea añade agua a la *cal viva,* al transformarse ésta en *cal apagada,* se produce una elevación de temperatura suficiente para hacer hervir el agua (reacción exotérmica). En cambio, cuando en las caleras se transforma la *piedra calcárea* en cal viva, por medio del calor, estamos en presencia de una reacción endotérmica.

Cuando se carga un acumulador eléctrico, una corriente eléctrica de cierta intensidad produce una reacción química; al utilizarlo, se descarga el acumulador por medio de una reacción química que provoca la liberación de una corriente eléctrica igual a la que originó la carga. En las reacciones químicas está el origen de la energía mecánica producida en la industria (combustión de la hulla, del petróleo, de la madera). La energía muscular es la consecuencia, también, de reacciones químicas sufridas por los alimentos que ingerimos [1].

Fig. 23 bis.—En los motores de explosión la chispa de la bujía determina la explosión de la mezcla gasificada (reacción química fuertemente exotérmica), que al expandirse empuja el pistón, siendo así dicho fenómeno químico el origen de la energía mecánica de tales motores.

Estas trasformaciones revelan que en los fenómenos químicos debe considerarse la *energía química,* como una forma de la energía que las sustancias poseen en estado de reserva y que ponen en evidencia el reaccionar.

Estudiar la energía química, es penetrar en las *causas* por las cuales reaccionan las sustancias. *¿Qué* relación existe entre la energía química y la afinidad? Es lo que veremos a continuación.

29. Energía química y afinidad.—De acuerdo con el físico-químico alemán Ostwald, la energía puede considerarse como producto de dos factores:

Energía = factor de acción × factor de cantidad

[1] En último análisis, las transformaciones químicas que ocurren en la corteza terrestre tienen su origen en la energía que nos manda el Sol (rayos solares), que son absorbidos en primer término por la materia viva de los vegetales y animales, introduciendo un factor de evolución de lo existente, cuyas consecuencias finales, a través del tiempo, escapan a nuestra predicción.

El primero de ellos está relacionado con la *intensidad* de la energía, y se llama también *potencial* o *nivel energético*.

El segundo, en cambio, se relaciona con la cantidad de trabajo que puede producirse o consumirse en un fenómeno a un cierto potencial[1]. En la llamada energía cinética o de movimiento, existe la "velocidad", que es el factor de acción y la masa del cuerpo que se mueve, que es el factor de cantidad, relacionados por la conocida fórmula:

$$\text{Energía cinética} = \tfrac{1}{2}\ \text{m. v}^2.$$

La energía calorífica es el producto de la temperatura expresada en grados termométricos (potencial térmico) por la capacidad calorífica. En la energía eléctrica debe tenerse en cuenta el potencial eléctrico (medido en voltios) y la cantidad de electricidad (número de culombios). En los fenómenos químicos debemos considerar:

$$\text{Energía química} = \underset{\text{(potencial químico)}}{\text{afinidad}} \times \text{masa}$$

Todo sistema de sustancias capaces de reaccionar mutuamente posee al estado potencial, en reserva, *energía química* (facultad de producir un cierto trabajo en el momento de la reacción: modificación de las características de las moléculas que intervienen, cambios en los estados físicos, elevación o disminución de la temperatura, producción de luz o de electricidad, etc.). Para que se ponga de manifiesto esta energía, es decir, para que haya reacción, es menester que exista una cierta *diferencia de potencial,*[2] dada a su vez:

a) Por la clase de las sustancias que reaccionan; b) por las condiciones en que se encuentran (grado de división o de dispersión, presencia de disolventes o de ciertas sustancias que favorecen la reacción, acción de la temperatura, de la luz, de la electricidad, etc.).

En definitiva, *la afinidad es el factor de acción de la energía química, y representa la aptitud de las sustancias para reaccionar.* — Nos adelantamos para afirmar que la afinidad es de naturaleza eléctrica, influyendo, sea la naturaleza de los corpúsculos que integran a las sustancias (moléculas, átomos e iones), como su estado de agregación, su número y su movilidad.

[1] Buscando una comparación que pueda dar una idea de estas nociones, consideremos el rendimiento de obreros en una fábrica como signo de la "energía de producción", por así decir; la cantidad de trabajo que éstos pueden desarrollar, depende de la velocidad y dedicación con que se empeñen cada uno de ellos en la tarea encomendada (factor de acción o intensidad o potencial), y por el número de obreros que trabajan (factor de cantidad).

[2] Una máquina de vapor (motor térmico) no puede funcionar si no se establece una cierta diferencia de temperatura entre la caldera y el refrigerante.

Los ríos no correrían si no hubiera una diferencia de altura o nivel entre su nacimiento y su desembocadura. Tampoco hay pasaje de corriente eléctrica por un conductor, si entre sus extremos no existe una cierta diferencia de potencial (voltaje).

30. Combinaciones.—Siempre que en la naturaleza, o por medios artificiales, se forma una sustancia por la unión de otras dos o más, se dice que se ha realizado una *combinación*. El ejemplo clásico de la formación del sulfuro de hierro (Exp. nº 1), es el de una reacción por combinación. También se realiza una combinación química cuando se quema azufre en el aire, pues se forma un gas sofocante (gas sulfuroso) por su unión con el oxígeno del aire. Ocurre otro tanto cuando se apaga la cal viva (óxido de calcio) con el agua, dando la lechada de cal (hidróxido de calcio). Cuando el fotógrafo quiere sacar una fotografía en plena noche, aprovecha la luz viva que da el polvo de magnesio al quemarse, formándose al mismo tiempo una nube blanca, que no es sino la magnesia calcinada originada en la combinación del magnesio con el oxígeno del aire. Pueden representarse estas reacciones de la siguiente manera (el signo ⟶ debe interpretarse como "dan" o "producen"):

$$A_1 + A_2 \longrightarrow B$$

es decir que la sustancia A_1 más la sustancia A_2 producen la sustancia B al combinarse. B se llama también la "combinación" formada.[1] V. gr.:

$$\text{Azufre} + \text{Hierro} \longrightarrow \text{Sulfuro de hierro}$$

Cuando se efectúa una reacción de esta naturaleza, se dice también que se ha realizado una *síntesis*: en este caso la del sulfuro de hierro.[2]

Para que la combinación sea *total*, vale decir, sin restos de las sustancias reaccionantes, deben utilizarse cantidades determinadas de las sustancias componentes. Se logra una combinación total del hierro con el azufre, si se hacen reaccionar en la relación de 7 g del primero y 4 g del segundo. Si se pusieran 12 g de hierro y 4 g de azufre, al final sobrarían 5 g de hierro; si las proporciones fueran de 7 g de hierro y 7 g de azufre, sobrarían 3 g de esta última sustancia.

Son características fundamentales de las combinaciones:

1º Las sustancias componentes pierden en la combinación sus propiedades específicas.

2º La unión de las sustancias componentes se realiza según determinadas relaciones de sus pesos, que son las mismas para la misma combinación.

3º Al efectuarse la combinación se comprueba un fenómeno térmico o luminoso, frecuentemente un desprendimiento de calor (exotérmicas).

[1] Como vemos la palabra "combinación" puede significar no solo la reacción química, sino también el producto de la misma.

[2] La palabra *síntesis* deriva de una palabra griega que significa: recomposición.

31. Descomposiciones.—Ya vimos cómo calentando el azúcar se convertía en otras sustancias, como el carbón y el agua; que calentando la piedra calcárea, o bien el mármol, se forma cal viva y gas carbónico. También si se calienta una sustancia sólida roja que se llama óxido de mercurio, se obtiene dos sustancias, una gaseosa que es el oxígeno y otra líquida que es el mercurio (ver Exp. nº 7). En estos ejemplos se dice que el azúcar, el mármol, la piedra calcárea y el óxido de mercurio se han *descompuesto.*

Se llaman *descomposiciones* a los fenómenos químicos en los cuales una sustancia da origen a dos o más. Podríamos, en general, representar a estas reacciones de la siguiente manera:

$$A \longrightarrow B + C + \ldots\ldots$$

en donde A es la sustancia descompuesta y B, C, .. las sustancias que se forman. V. gr.:

óxido de mercurio ⟶ oxígeno + mercurio.

Piedra calcárea ⟶ cal viva + gas carbónico.
(Carbonato de calcio) (Oxido de calcio) (Anhídrido carbónico)

Si pesáramos la sustancia que se descompone y las sustancias que se forman, veríamos que en todos los casos, las descomposiciones se realizan según relaciones de pesos determinadas y fijas para cada reacción. Al descomponer el óxido de mercurio, 92,6 % de su peso se convierte en mercurio, y 7,4 % en oxígeno.

Son características fundamentales de las descomposiciones:

1º La sustancia descompuesta pierde sus propiedades específicas en los productos de la descomposición.

2º Las sustancias resultantes se obtienen de acuerdo con una determinada relación de sus pesos, relación que es la misma para la misma descomposición.

3º Para que una descomposición se efectúe debe intervenir el calor, pues casi siempre son reacciones endotérmicas, y en ciertos casos, la luz *(reacciones fotoquímicas,* como el caso de las sales de plata en la placa fotográfica) o la electricidad *(reacciones electrolíticas,* como son las que se producen en el plateado, dorado, niquelado, etc., por galvanoplastia)[1].

Con respecto a la intervención del calor en las combinaciones y descomposiciones no podemos generalizar los conceptos que hemos dado. Así existen combinaciones que se realizan con absorción de calor, de tal manera que las sustancias de este tipo emiten, cuando se descomponen, una cantidad de calor igual a la que habrán tomado en el momento de su formación. Ésta es la característica de las *sustancias explosivas.* Otro ejemplo notable son las distintas sustancias que elaboran los vegetales absorbiendo la energía solar, y que al servir de alimento de los animales, se descomponen con liberación de calor, energía ésta necesaria para la vida. Como dice W. Loeb, los compuestos generados en virtud de un proceso endotérmico representan una especie de almacén de energía, o, como se dice también, un *estado de tensión química.* Pueden ser comparados a un muelle de reloj, que, al distenderse, consume un cierto trabajo y lo devuelve después en forma de movimiento de las ruedas y de las saetas.

32. Sustancias simples y sustancias compuestas.—Hemos visto que existen sustancias que se forman por la unión de otras dos o más, o bien que al descomponerse dan lugar a otras: son las *sustancias compuestas.* También se las conoce con el nombre de *compuestos químicos*[2]. El sulfuro de hierro, el gas sulfuroso, el azúcar, la piedra calcárea, el mármol y el óxido de mercurio, son sustancias compuestas.



Fig. 24.—Antonio Lorenzo Lavoisier (1743-1794). Gran químico francés que descubrió la ley de los pesos.

Estas sustancias conservan su carácter de especie química solamente dentro de ciertos límites de temperatura y presión *(dominio de pureza),* pasados los cuales se descomponen. Así, calentando vapor de agua por encima de 1300°C, se descompone en hidrógeno y oxígeno.

Existen otras sustancias que jamás se las ha podido llevar a un estado más sencillo. Se llaman *sustancias simples,* y se definen como aquellas que no pueden descomponerse en otras dos o más. El oxígeno, el azufre, el hierro, el carbono, el cobre y el mercurio son sustancias simples.

Combinando las sustancias simples, se forman las sustancias compuestas. El dominio de pureza de las sustancias simples es prácticamente ilimitado.



Fig. 25.—Un alquimista buscando la hipotética "piedra filosofal".

Esta discriminación entre sustancias simples y compuestas, entrevista por Roberto Boyle, fué establecida claramente por Lavoisier en 1781, como resultado de sus experimentos con el mercurio, el plomo, el estaño, el fósforo, el carbono, etc., considerando que las

[2] El nombre de combinación conviene reservarlo para la operación correspondiente.

sustancias simples eran el último término del análisis químico. Con esta afirmación rotunda del gran químico francés, quien además demostró que es imposible la transformación o transmutación de una sustancia simple en otra por "medios químicos" *(Ley de la conservación de las sustancias simples)*, se consideraron absurdas las fantasías de los llamados *alquimistas* de la Edad media. Estos pretendían transformar los metales vulgares en oro, por intermedio de la hipotética "piedra filosofal" [1].

Sin embargo, los trabajos que realizaron estos audaces experimentadores durante más diez siglos (entre los siglos IV y XVI, de nuestra Era), no fueron infructuosos, pues ofrecieron a la Química una amplia base experimental que esta ciencia utilizó posteriormente con provecho. Se distinguieron entre los alquimistas por sus notables descubrimientos el árabe Geber (702-765), el alemán Albertus Magnus, el inglés Roger Bacon, el francés Arnold de Villanove y el español Raimundo Lulio.

33. Reversibilidad; las disociaciones.—Ciertos fenómenos son reversibles, es decir, pueden recorrer un camino inverso al primitivo, una vez apartadas las causas que motivaron su aparición, volviendo al estado inicial. Siempre se afirmó que esta característica, llamada *reversibilidad*, era propia de los fenómenos físicos. Sin embargo, en los fenómenos químicos podemos señalar dos clases de reacciones que guardan analogía con la reversibilidad:

1º *Reacciones invertibles.* — Calentando el mercurio en presencia del aire, se combina con el oxígeno dando una sustancia roja (óxido de mercurio), que calentada a mayor temperatura vuelve a regenerar los componentes (Exper. nº 7).

Mercurio + Oxígeno ⟶ óxido de mercurio
(combinación)

óxido de mercurio ⟶ Mercurio + Oxígeno
(descomposición)

Existen numerosos ejemplos de estos fenómenos, de modo que, generalizando, diremos que con las sustancias A y B, puede obtenerse la sustancia C.

$$A + B \longrightarrow C$$
(combinación)

y con la sustancia C pueden regenerarse las sustancias A y B:

$$C \longrightarrow A + B$$
(descomposición)

De acuerdo con ésto la *combinación y la descomposición son fenómenos invertibles.*

2º *Reacciones reversibles.* — A pesar de la definición que dimos de los fenómenos químicos, en ciertos casos las sus-

[1] Otras muchas virtudes atribuían los alquimistas a la quimérica piedra filosofal como la de preservar la salud, revivir a los muertos, rejuvenecer a los ancianos, convertir en valientes a los cobardes, aclarar la memoria, etc.

tancias formadas pueden reaccionar entre sí, engendrando nuevamente el sistema primitivo. La piedra caliza (carbonato de calcio) en los hornos de las caleras se transforma íntegramente en cal viva *(reacción total o irreversible)*, porque se deja escapar libremente el gas carbónico (anhídrido carbónico) que se desprende; tendríamos así:

Carbonato de calcio ⟶ óxido de calcio + Anhídrido carbónico (I)
(descomposición)

Si, inversamente, hacemos pasar una corriente de anhídrido carbónico sobre cal viva, se obtiene carbonato de calcio:

óxido de calcio + anhídrido carbónico ⟶ Carbonato de calcio (II)
(recombinación)

Pero, si calentamos la piedra caliza en un recipiente cerrado, y después de cierto tiempo se deja enfriar, al abrir el aparato se encuentra en su interior tres sustancias: óxido de calcio, carbonato de calcio y anhídrido carbónico. Es decir, que en este tercer experimento únicamente *una parte* de la piedra caliza se ha transformado en cal viva y gas carbónico, parte que es más o menos importante según cual sea la temperatura, y, por lo tanto, la presión que adquiere el anhídrido carbónico. Lo que ha sucedido es que en este caso al no irse el gas carbónico del recipiente, vuelve a reaccionar para regenerar el carbonato de calcio primitivo. Para explicar este fenómeno hay que suponer que *simultáneamente* ocurren las reacciones (I) y (II). Reacciones como las que se producen calentando la piedra caliza en un tubo cerrado, se denominan *reacciones limitadas* o *reversibles.*

Son ejemplos de estas reacciones las *disociaciones* (que son descomposiciones que, como el ejemplo de la piedra caliza, pueden en ciertas condiciones ser reversibles), las saponificaciones, las eterificaciones, la ionización de los electrólitos, la combinación de la hemoglobina de la sangre con el oxígeno del aire, etc. [1] En general diremos que, *toda reacción limitada que pueda efectuarse en dos sentidos se llama reversible.*

Generalmente, y teniendo en cuenta que se trata de dos reacciones antagonistas que ocurren simultáneamente, al comienzo en proporción variable hasta que esta proporción se hace constante *(equilibrio químico)*, se simplifica su expresión con el signo $\rightleftarrows$ de esta manera:

$$C \longrightarrow A + B$$
$$C \longleftarrow A + B$$
$$\overline{}$$
$$C \rightleftarrows A + B$$

[1] La reversibilidad es un hecho general para la mayoría de las reacciones de la química inorgánica, sólo que generalmente pasa inadvertida por la proporción despreciable de una de las reacciones antagonistas.

Ejemplo:

Carbonato de calcio ⇄ óxido de calcio + Anhídrido carbónico

34. Las reacciones por sustitución.—Si mezclamos en un tubo de ensayo un poco del mineral llamado *cinabrio* y que se utiliza por su magnífico color rojo como pigmento *(bermellón)*, con limaduras de hierro y calentamos, en las partes frías del tubo se recogen unas gotitas de mercurio, mientras que en el fondo del mismo queda un resíduo negro que presenta las propiedades del sulfuro de hierro.

¿Qué ha ocurrido? El hierro ha reaccionado sobre el cinabrio poniendo en libertad mercurio, y como se han transformado las limaduras en sulfuro de hierro, debemos deducir que el cinabrio es una sustancia compuesta formada por la unión de azufre y de mercurio (es un sulfuro de mercurio). El hierro ha reaccionado ocupando el lugar del mercurio en el sulfuro, sustituyendo a éste por poseer mayor afinidad por el azufre que aquel metal líquido.

Sulfuro de mercurio + hierro ⟶ Sulfuro de hierro + mercurio
(cinabrio)

Si a una sustancia como el cinabrio, obtenida por combinación de otras dos (en este caso azufre + mercurio), la designamos como A, B y a otra simple como el hierro la simbolizamos como C, al producirse una reacción como la anterior, tendríamos:

$$\underbrace{A,\ B} + C \longrightarrow \underbrace{A,\ C} + B$$

y en el ejemplo elegido B representaría al mercurio y A al azufre.

Son *reacciones por sustitución* o *desplazamiento*, aquellas en las que, como el ejemplo recién citado, una sustancia simple influye sobre otra compuesta uniéndose con uno de los componentes y desuniendo al otro que queda *libre*, sustituyéndolo en la nueva combinación.

35. Reacciones por intercambio o doble sustitución.—Disolvamos sal de cocina, que los químicos llaman *cloruro de sodio*, en el agua. En otra porción de agua, disolvamos también unos cristalitos de la llamada piedra infernal, que los químicos llaman *nitrato de plata*, y que los médicos utilizan para cauterizar ciertas llagas. Estas dos soluciones son límpidas. Pero si las mezclamos se origina una sustancia sólida, blanca, de aspecto de leche cuajada, un precipitado, que se puede recoger por filtración, y se llama *cloruro de plata;* en el líquido que pasa por el filtro podría demostrarse que se encuentra en disolu-

ción una nueva sustancia que se llama *nitrato de sodio*. Es decir, que tenemos:

Cloruro de sodio + nitrato de plata ⟶ cloruro de plata + nitrato de sodio

La plata se ha combinado con el componente que estaba al principio unido con el sodio, mientras que el sodio, a su vez, se ha combinado con el componente que estaba al comienzo unido a la plata. Ha habido, por lo tanto, un verdadero *intercambio* entre los componentes de las sustancias reaccionantes, para explicar lo cual podría suponerse que ambas sustancias se han disociado o descompuesto al principio,[1] para luego combinarse inmediatamente en forma cruzada *(doble descomposición*, seguida de una *doble combinación)*:

cloruro de sodio ⟶ cloruro + sodio
nitrato de plata ⟶ nitrato + plata

Si sustancias como el cloruro de sodio y el nitrato de plata las simbolizamos como $\underbrace{A,\ B}$ y $\underbrace{C,\ D}$, tendríamos como expresión general y esquemática de una reacción por intercambio:

$$\underbrace{A,\ B} + \underbrace{C,\ D} \longrightarrow \underbrace{A,\ C} + \underbrace{B,\ D}$$

36. Noción de elemento. — Las sustancias compuestas se engendran por la combinación de las sustancias simples; pero éstas, ¿están contenidas como tales en aquéllas? Aclaremos esta duda.

El carbón es una sustancia simple conocida desde la antigüedad. Las burbujas que se desprenden de la cerveza y del agua gaseosa (envasada en los conocidos "sifones"), son de una sustancia compuesta (anhídrido carbónico) que se puede obtener quemando carbón en el aire. La piedra caliza, o el mármol, o el bicarbonato de sodio, tratados por ácido muriático (ácido clorhídrico) dan una efervescencia, debido al mismo gas antes citado. El azúcar tratado por el ácido sulfúrico concentrado se "carboniza". Todo esto significa que el anhídrido carbónico, la piedra caliza, el mármol, el bicarbonato de sodio, el azúcar, son sustancias compuestas que tienen una gran relación con el carbono. A su vez, del carbono no se conoce una única sustancia simple, sino varias que se denominan *variedades alotrópicas* (ver pág. 83) entre las cuales citaremos el carbón amorfo, el diamante y el grafito, que tienen propiedades físicas y aún ciertas propiedades químicas distintas.

[1] En el desarrollo que se hace de los diversos tipos de reacciones, se conservan los lineamientos clásicos, para ser aplicados a quienes se inician en el estudio de la química, pero que en realidad no corresponden a una interpretación moderna y correcta de los hechos. Así para una explicación más avanzada de las reacciones por vía húmeda, tendríamos en la química mineral dos tipos de reacciones: a) por combinación de iones y b) por oxido-reducción.

¿Qué poseen de común todas estas sustancias compuestas? — No puede ser ni la sustancia simple "carbono amorfo", ni el "diamante", ni el "grafito", pues las propiedades de éstas han desaparecido completamente en aquéllas, y además, que un mismo compuesto puede originarse en una reacción con cualquiera de las variedades del carbono. Todas ellas, entonces, deben estar integradas por uno de los *materiales fundamentales* o *elementos* con los cuales pueden engendrarse las sustancias simples y compuestas que se conocen. De acuerdo con lo que hemos dicho podríamos adoptar la siguiente definición: *elemento es la parte común a las variedades alotrópicas de una sustancia simple, y a todas las sustancias compuestas de las cuales puede extraerse esa misma sustancia simple* [1].

Los elementos actualmente conocidos son 90, de los cuales los más frecuentes son apenas 25. Sin embargo, por combinaciones variadas de los mismos, se han formado cerca de un millón de sustancias. De ellos, a su vez sólo 8 (oxígeno, si-

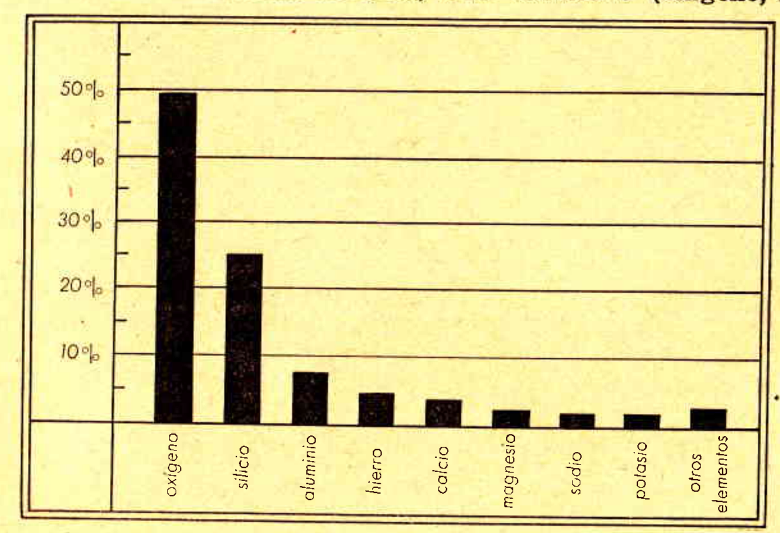


Fig. 26.—Reparto de los principales elementos existentes en la Tierra.

licio, aluminio, hierro, calcio, magnesio, sodio y potasio) forman el 97 % de la corteza terrestre. Algunos pueden hallarse en *estado libre* o *estado nativo,* como sustancias simples, p. ej.: el cobre, el azufre, el oro, el carbón, el oxígeno, el nitrógeno, etc. La inmensa mayoría se encuentran combinados como sustancias compuestas.

[1] Este concepto fué entrevisto por Lavoisier, enunciado claramente por el gran químico ruso Mendeleieff y precisado modernamente por Urbain. Es corriente confundir la noción de "elemento" con la de 'sustancia simple", y el error nos viene desde los tiempos de Roberto Boyle.

37. Metales y no metales (metaloides).—Observaciones repetidas y muy antiguas han permitido una clasificación de los elementos, que es de suma utilidad en el estudio de la química:

A) Metales.—Son elementos que, al estado de sustancias simples, se caracterizan por las siguientes propiedades: son buenos conductores del calor y de la electricidad, y reflejan fácilmente la luz, por lo cual, cuando se forma una superficie lisa, manifiestan un *brillo* llamado *metálico.* Todos los metales son sólidos a la temperatura ordinaria, menos el mercurio que es líquido. Ejemplos: hierro, cobre, plomo, estaño, plata, oro, platino, etc.

B) No metales (metaloides).—Son elementos que, al estado de sustancias simples, poseen las siguientes propiedades: no poseen brillo metálico y son malos conductores del calor y de la electricidad. Algunos son sólidos a la temperatura ordinaria como el carbón, el iodo, el azufre, etc.; el bromo es líquido, y los demás son gaseosos, como el oxígeno, el nitrógeno, el cloro, etc.

Estas diferencias sólo señalan *analogías superficiales* entre los elementos de cada grupo (brillo, conductividad), que no son sino índices de *analogías profundas* (polaridad eléctrica, espectros, compuestos que dan con el oxígeno y con el hidrógeno), que en un desarrollo más avanzado del curso se estudiarán (ver pág. 253 y 255). Por lo mismo que se trata de analogías superficiales, podrían hacernos confundir si sólo nos basáramos en ellas, de modo que, p. ej., podríamos considerar erróneamente al grafito y al iodo como metales, el primero por conducir la corriente eléctrica y el segundo por su brillo metálico [1].

38. Noción de átomo.—Volvamos, ahora, sobre la divisibilidad de la materia y su estructura corpuscular (ver pág. 16).

El elemento carbono en la composición del gas carbónico, de la piedra caliza, del mármol, del azúcar, ¿está presente bajo la forma de moléculas? No, puesto que siendo la molécula la porción más pequeña de una sustancia que puede concebirse al estado de libertad, tendrían que ser moléculas de carbón, de diamante o de grafito, o sea estas mismas sustancias simples, las que interviniesen en la composición de aquellas otras sustancias; y en cambio sabemos que lo que en realidad interviene es el elemento carbono. Es que las moléculas están a su vez integradas por corpúsculos más pequeños, representativos de los elementos, y que se denominan *átomos.* Resulta así que *el átomo es la parte más pequeña de un elemento que puede entrar en la constitución de una molécula.*

[1] Recordando un ejemplo de Urbain, cometeríamos un error parecido al de incluir a las ballenas entre los peces por su forma externa y sus medios de existencia, cuando del estudio de las analogías profundas, sabemos que están en la escala zoológica, más próximas a los caballos o a los perros, pues son mamíferos.

Con esta nueva noción podemos interpretar numerosos hechos aplicando la teoría atómica molecular. Las sustancias simples están constituídas por moléculas en las cuales todos los átomos son iguales. Las sustancias compuestas están integradas por moléculas cuyos átomos son de tantas clases como los elementos componentes de las mismas. Una solución es una mezcla de moléculas de distinta naturaleza, y, precisamente de tantas clases como sustancias componen al sistema.

Si se supone a los átomos de forma esférica, el diámetro se mide en unidades Anströmg (ver página 17). El tamaño de un átomo puede variar según las combinaciones en las que participe (ver el caso del carbono en la pág. 202)

Hidrógeno (d = 1,1 Å) Cloro (d = 2,14 Å) Sodio (d = 3,72 Å)

Fig. 26 bis.—Tamaño relativo de algunos átomos que se han supuesto esféricos; d, significa diámetro.

39. Algunos símbolos antiguos.—A medida que avanzaron los conocimientos químicos, se hizo necesario, como en todas las ciencias, la adopción de una *nomenclatura* particular [1], para enunciar y ordenar los materiales que se estudian. Los elementos fueron los primeros materiales a los cuales se les designó con nombres especiales o imágenes gráficas (*símbolos*), con la intención de simplificar la expresión. Fueron los *alquimistas* (pág. 54) quienes adoptaron por primera vez un simbolismo extravagante, en donde se nota la influencia de la astrología. Así, designaban *Diana* o *Luna* a la plata por su aspecto. Al plomo lo denominaban *Saturno*. El cobre era extraído en la antigüedad de la isla de Chipre, por lo cual griegos y romanos lo llamaron *Cyprum* o *Cuprum;* como en Chipre se veneraba a Venus, planeta que tiene un hermoso color azul, y las sales de cobre son azules, los alquimistas llamaron *Venus* al cobre. El *mercurio* se llamó así por supuestas relaciones con dicho planeta, aunque el nombre antiguo es de "Plata viva", debido a su aspecto y movilidad; el oro se distinguía como *Sol,* etc. Damos a continuación algunos símbolos alquimistas, que, como vemos, pueden a veces ser distintos para la misma sustancia.

Mercurio Plata Oro Azufre Cobre Plomo Hierro

Fig. 27.—Símbolos alquimistas.

Posteriormente aparecieron diversas nomenclaturas por obra de eminentes químicos como la del francés Lavoisier y la del creador del atomismo moderno, el inglés John Dalton (1808), quien, además, dió a sus

[1] Nomenclatura, es, según la Academia Española de la Lengua, el conjunto de voces técnicas o propias de un arte o ciencia.

símbolos el significado de pesos de combinación (pesos atómicos), idea que más tarde fué adoptada: y hasta comenzó a representar a ciertas sustancias compuestas, como vemos en estos ejemplos:

Hidrógeno = 1 Oxígeno = 8 Carbono = 6

Fig. 28.—Símbolos y valores atómicos de John Daltón (1808).

Agua Anhídrido carbónico

Fig. 29.—Fórmulas de John Daltón.

40. Notación química actual.—Los químicos, para evitar el escollo que significa la diversidad de las lenguas actuales, han convenido en adoptar una *notación química internacional,* de la misma manera como se ha hecho para las cifras aritméticas o en la notación musical. El criterio adoptado fué el propuesto, en el año 1814, por el gran químico sueco J. Jacobo Berzelius.

Se ha comenzado por asignar un *símbolo* para cada elemento, formándolo con la letra inicial de su nombre latino (o del nombre griego latinizado) seguida a veces de otras, para poder diferenciar aquellos elementos que poseen las mismas iniciales. Así el símbolo del azufre es *S* (sulphur), del estroncio *Sr* (strontium), del cobre *Cu* (cuprum), del antimonio *Sb* (stibium), de la plata *Ag* (argentum), del hierro *Fe* (ferrum), del mercurio *Hg* (hidrargirum), del oro *Au* (aurum), del potasio *K* (kalium), del sodio *Na* (natrium), del estaño *Sn* (stannum), del fósforo *P* (phosphorus), del plomo *Pb* (plumbum), etc.



Fig. 30.—Juan Jacobo Berzelius (1779-1848).

El símbolo representa además a un átomo y a su peso relativo (peso atómico, ver página 232).

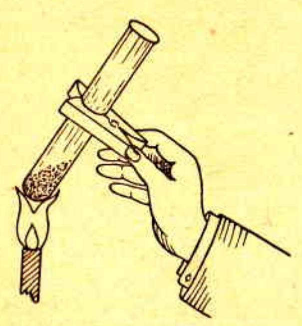
SÍMBOLOS DE LOS PRINCIPALES ELEMENTOS

Metales				*No metales (metaloides)*	
Aluminio....	Al	Hidrógeno ..	H	Azufre..................	S
Antimonio...	Sb	Hierro	Fe	Boro...................	B
Arsénico.....	As	Magnesio....	Mg	Bromo..................	Br
Bario........	Ba	Manganeso .	Mn	Carbono................	C
Calcio.......	Ca	Mercurio....	Hg	Cloro..................	Cl
Cinc.........	Zn	Níquel.......	Ni	Fluor..................	F
Cromo.......	Cr	Oro.........	Au	Fósforo................	P
Cobre.......	Cu	Plomo.......	Pb	Iodo...................	I
Cobalto	Co	Platino......	Pt	Nitrógeno o ázoe........	N
Estaño......	Sn	Potasio......	K	Oxígeno............. ..	O
Estroncio....	Sr	Sodio	Na	Silicio..................	Si

En la *nomenclatura hablada* no se ha logrado el mismo acuerdo que para la escrita, pues es evidente que no es fácil desarraigar los nombres propios de cada lengua para designar a sustancias de uso frecuente en la vida diaria, aunque a veces se forman los nombres con las mismas raíces greco-latinas. V. gr.: el plomo se designa "plomb" (en francés), "piombo" (en italiano), "lead" (en inglés), "blei" (en alemán), "chumbo" (en portugués), etc.

EXPERIMENTOS

Nº 1.—*Combinación del azufre con el hierro.*—Pesemos 7 g de hierro en polvo y 4 g de azufre pulverizado, mezclando ambas sustancias en un mortero hasta obtener un polvo de aspecto homogeneo. Transportemos la mezcla a un tubo de ensayo y calentemos la parte inferior. Cuando aparecen unos puntos de ignición, se retira del fuego. ¿Qué ocurre? ¿Por qué se ha propagado a toda la masa la incandescencia sin necesidad de volver a calentar?[1] Dejemos enfriar, y hagamos unos experimentos con la masa negruzca, epsada, que se ha formado (sulfuro de hierro). Si se pulveriza el sulfuro de hierro y se ensaya con el sulfuro de carbono, con el imán, con el agua, ¿es posible comprobar la presencia del hierro o del azufre de la primera mezcla? En cambio si tratamos el sulfuro con ácido clorhídrico diluído, ¿qué se desprende? Tratemos también un poco de la mezcla de azufre y de hierro en polvo con ácido clorhídrico, ¿se desprende también el mismo gas obtenido con el sulfuro? La sustancia gaseosa con olor a huevos podridos obtenida con el sulfuro se denomina hidrógeno sulfurado o ácido sulfhídrico. Comparar este experimento con el nº 1 de la pág. 29.


Fig. 31.—Combinación del azufre con el hierro.

Nº 2.—*Combinación del azufre con el mercurio.*—En un tubo de ensayo largo y estrecho calentar 1 g de azufre en polvo con 6,25 g de mercurio. Al comienzo el azufre funde en un líquido pardo-amarillento que flota en el mercurio. Luego, se produce un chisporroteo que continúa aún dejando de calentar, llegando a ponerse rojo el vidrio. Se deja enfriar, se rompe el tubo de ensayo y se pulveriza la masa obtenida (sulfuro de mercurio). Los caracteres organolépticos del sulfuro de mercurio, ¿guardan alguna semejanza con los del azufre o los del mercurio? Trátese una porción con sulfuro de carbono para ver si se encuentra azufre. Otra parte de polvo negro se trata con ácido nítrico diluído (1 parte en 5 p. de agua). ¿hay producción de algún gas? Ensáyese la acción del ácido nítrico diluído sobre una gotita de mercurio y compárese.

Repítase el experimento con 1 g de azufre y una cantidad superior de mercurio a la anterior (p. ej., 10 g); ¿qué se observa en las partes frías y en la superior del tubo de ensayo? Probar sobre el producto frío y pulverizado, la acción del sulfuro de carbono y del ácido nítrico diluído.

[1] Esta misma combinación puede realizarse añadiendo a la mezcla de hierro y azufre agua a la ebullición en lugar de calentar con el mechero.

Hágase un último experimento con 6,25 g de mercurio y con una cantidad superior de azufre a la del primer ensayo (p. ej. 2 g) — ¿el producto obtenido es de color homogéneo? Probar la acción del sulfuro de carbono y del ácido nítrico — ¿el sulfuro de carbono ha disuelto algo? ¿Qué se deduce de estos experimentos con respecto a las cantidades de las sustancias que se combinan?

Nº 3.—*Formación del ioduro mercúrico por combinación.*—¿Es siempre necesario el calor para realizar las combinaciones? En un mortero de vidrio colocar 1,6 g de iodo (observar el color y aspecto) y 2,5 g de mercurio, y luego, mezclar enérgicamente. ¿Qué ocurre? El polvo rojo escarlata formado es una nueva sustancia (el ioduro de mercurio).

Nº 4.—*Oxidación del magnesio calentándolo al aire.*—Tómese con una pinza un trozo de magnesio (¿qué color y aspecto presenta?) y caliéntese en una llama: ¿qué sucede? La sustancia blanca obtenida es la llamada "magnesia calcinada" (óxido de magnesio).

Nº 5.—*Oxidación del azufre calentándolo al aire.*—Tómese un trozo de azufre y repítase el experimento anterior. Descríbase el fenómeno que se observa. ¿Se ha notado el típico olor que se ha originado? Una nueva sustancia, el gas sulfuroso (anhídrido sulfuroso), se ha formado.

Nº 6.—*Acción del ácido sulfúrico diluido sobre el mármol.*—Rómpase un trozo de mármol en fragmentos pequeños que se introducen en un tubo de ensayo, agregando también ácido sulfúrico diluído (p. ej., 1 p de ácido con 4 p de agua; echar el ácido sobre el agua. Cuidar de no hacer lo contrario, ¿por qué?). La efervescencia producida, no es sino una gran cantidad de burbujas de un gas que nos es familiar (el gas carbónico o anhídrido carbónico). Su olor picante, ¿no nos recuerda al de las burbujas que se desprenden de las aguas gaseosas?

Nº 7.—*Descomposición del óxido de mercurio.*—Se calienta una pequeña cantidad de óxido rojo de mercurio en un tubo de ensayo seco. El polvo rojo se ennegrece y luego, ¿qué es lo que se ve en las partes frías del tubo de vidrio? Si se introduce una astillita de madera con un punto en ignición dentro de la atmósfera del tubo, se inflama. El mercurio y el oxígeno son, de esta manera, los componentes del óxido de mercurio.

Nº 8.—*Reacciones por sustitución.*—En un tubo de ensayo que contiene unos centímetros cúbicos de bicloruro de mercurio se coloca un trozo de cobre limpio; observar que sustancia se adhiere sobre el cobre, y el color que va tomando la solución. El mercurio se ha separado, siendo sustituído en la solución por una cantidad "equivalente" de cobre.

En otro tubo de ensayo que contiene unos centímetros cúbicos de una solución de sulfato de cobre acidulada por ácido sulfúrico, se sumerge un alambre de hierro. ¿Qué sustancia es la que recubre el hierro? El cobre se ha separado, mientras que una cantidad "equivalente" de hierro ha ocupado su lugar en la solución.

En un tercer tubo de ensayo que contiene una solución diluída de acetato de plomo acidulada con ácido acético, sumergir una chapita de cinc sostenido por un hilo, ¿qué sustancia es la que se ha formado sobre el cinc? El plomo se ha separado, mientras que una cantidad "equivalente" de cinc ha sustituído al plomo en la solución.

CUESTIONARIO

1.—¿Qué diferencia existen entre los fenómenos físicos y los fenómenos químicos? Dar ejemplos.
¿Cuál es el propósito fundamental que persigue la Química?

2.—Qué se entiende por reacciones por vía seca y por vía húmeda.

3.— Cuál es el concepto de afinidad. ¿Qué relaciones tienen la afinidad con la energía química?

4 —¿Cuáles son las reacciones exotérmicas y cuáles las endotérmicas? Citar algunos ejemplos.

5 —¿Definir cuando se verifica una combinación y cuando una descomposición? Citar ejemplos.

6.—¿Cómo se define la reversibilidad? ¿Cuándo se realiza una disociación? Dar ejemplos.

7.- ¿Cuándo se verifica una reacción por sustitución? Dar ejemplos.

8.--¿Cuándo se verifica una reacción por intercambio? Dar ejemplos.

9.—Dar una definición de los siguientes términos utilizados en la química: sustancia simple, sustancia compuesta, elemento, átomo.

10.—¿Cómo se diferencian los metales de los no metales (metaloides)?

11.—¿Qué importancia tiene el uso de los símbolos en la química? ¿Cuál es el origen de los que hoy se emplean?

CAPÍTULO V

EL OXÍGENO.—LAS OXIDACIONES

Importancia del oxígeno y su estado natural. — Preparación. — Propiedades. — Acción del oxígeno sobre los metales: óxidos. — Acción del oxígeno sobre los metaloides: anhidridos.—Acción del agua sobre los óxidos: bases o hidróxidos.—Acción del agua sobre los anhidridos: ácidos.—Las propiedades de los ácidos y de las bases; noción de indicador.—El concepto de función química.—Acción de los ácidos sobre las bases: sales.—Resumen de los compuestos oxigenados.—Nociones de nomenclatura.—Fórmulas químicas.—Ecuaciones químicas.—La teoría del flogisto.—La ley de Lavoisier.—Oxidación.—Combustión.—El fuego. —La respiración.—La función clorofílica de las plantas.—Ozono.—Alotropía.—Atomicidad.—Experimentos.—Cuestionarios.

41. Importancia del oxígeno y su estado natural.—El oxígeno es quizás el más importante de los elementos, tanto por ser el más abundante (cerca de la mitad del peso de la corteza terrestre), como por su papel en la naturaleza.

Parte del oxígeno se halla al *estado libre,* como sustancia simple gaseosa, en la atmósfera en que vivimos (forma el 21 % del aire, que es una mezcla de gases y vapores). Sin el oxígeno del aire sería imposible la vida animal o vegetal. Es además necesario para la producción del calor que se origina al quemar madera, carbón, derivados de petróleo, alcohol o el gas de hulla. Por su intermedio se obtiene la luz que dan las lámparas de aceite, de kerosene, de acetileno o de gas de alumbrado, así como las velas.

Otra parte del oxígeno se halla *combinada:* es uno de los constituyentes del agua, de las tierras, de la arena, de muchas rocas y minerales, de numerosos compuestos orgánicos (grasas, almidón, azúcar, albúminas, etc.).

Entre los sucesos históricos que mayor trascendencia han tenido para la evolución de la química, debe colocarse en primer término el reconocimiento de la naturaleza material del aire que rodea nuestro planeta, de su composición química y del papel que desempeña el oxígeno en la combustión y en la respiración. Los hechos iniciales fueron encontrados por el farmacéutico sueco Scheele (en 1771) y por el químico inglés José Priestley (en 1774) con los procedimientos de obtención del oxígeno a partir

de sus compuestos (del material pirolusita o manganesa, y del óxido de mercurio), así como del estudio de los fenómenos en los cuales interviene esta sustancia simple por los magistrales experimentos del gran químico francés Lavoisier.

42. Preparación.—Puede hacerse por los siguientes procedimientos:

a) *A partir de los compuestos oxigenados.*—Calentando a temperaturas elevadas la pirolusita o manganesa (bióxido de manganeso), por descomposición da oxígeno. Lo mismo ocurre con el óxido de mercurio (ver pág. 63, experimento nº 7):

óxido de mercurio ——→ mercurio + oxígeno

Este procedimiento sólo tiene interés histórico, pues en realidad el rendimiento es muy pobre. (Se necesitan 108 gramos del óxido para obtener apenas 8 g de oxígeno).

En el laboratorio puede obtenerse a partir del *clorato de potasio,* sustancia sólida blanca muy conocida que se emplea corrientemente como antiséptico bucal y forma además parte de explosivos y productos pirotécnicos. Esta sustancia está compuesta de tres elementos: cloro, potasio y oxígeno. Cuando se la calienta a 360° C, funde; a mayor temperatura desprende burbujas de un gas, que es oxígeno, mientras queda en el recipiente una nueva sustancia blanca formada por la combinación del cloro y del potasio: cloruro de potasio.

Clorato de potasio ——→ cloruro de potasio + oxígeno

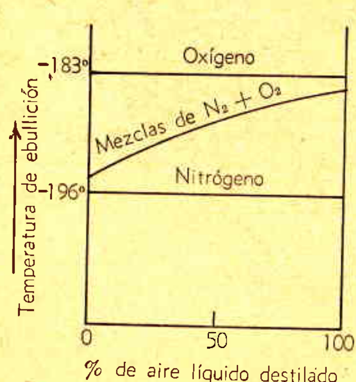


Fig. 31 bis.

Esta operación es peligrosa. Si están presentes pequeñas cantidades de sustancias orgánicas, pueden ocurrir explosiones, es decir, reacciones violentas, con desprendimiento instantáneo de oxígeno cuya expansión equivale a una gran fuerza liberada que trata de vencer las resistencias que se le oponen. Pero si se añade una sustancia como la pirolusita, se impide la formación de una sustancia intermediaria, el perclorato de potasio, y se rebaja la temperatura de descomposición.

Por vía húmeda pueden seguirse varios procedimientos: uno de ellos consiste en tratar con agua la *oxilita* (peróxido de sodio), que se encuentra en el comercio bajo la forma de cubitos de color blanco amarillento, procedimiento que se usa en las farmacias cuando no se dispone de oxígeno comprimido en cilindros. También puede obtenerse con el permanganato de potasio tratado por agua oxigenada y ácido sulfúrico.

De muchas otras sustancias compuestas oxigenadas puede extraerse el oxígeno por descomposición, o por ciertas reacciones químicas. Una de las fuentes principales es el *agua,* que tratada por la electricidad, en ciertas condiciones, produce oxígeno que luego se comprime a unas 100 atmósferas y se expende en los conocidos cilindros de acero. (Procedimiento industrial eléctrico; ver página 118).

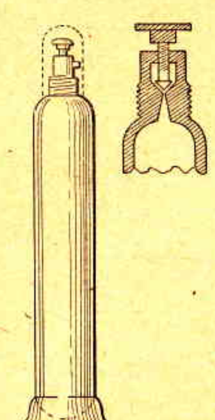


Fig. 32.—Un cilindro de acero para almacenar gases comprimidos [1].

b) *A partir del aire.* — No es fácil la obtención del oxígeno partiendo del aire; sin embargo, desde hace relativamente pocos años, es de esta materia prima de donde lo extrae uno de los más generalizados procesos industriales, y existen grandes fábricas dedicadas a este fin. Se comienza por *licuar el aire,* comprimiéndolo a grandes presiones después de haberlo llevado a muy baja temperatura (a unos — 200ºC); se obtiene así el *aire líquido* (ver pág. 169). De este producto se extraen sus componentes principales, por el procedimiento de la *destilación fraccionada,* o sea por etapas diferenciadas por la temperatura de la operación.

Así, si dejamos evaporar espontáneamente el aire líquido, se desprende al principio un gas constituído casi exclusivamente por el nitrógeno, que es el más volátil de los gases del aire. Pero a medida que avanza el proceso; el gas resultante se va enriqueciendo en oxígeno hasta que al final de la operación esta última sustancia es la que predomina, como puede comprenderse viendo la figura 31 bis.

Recogiendo por separado las diferentes porciones evaporadas (fracciones), volviéndolas a licuar y destilándolas nuevamente, puede al fin lograrse la separación del oxígeno casi puro. Esta operación se hace en la industria en aparatos especiales que comprimen y evaporan sucesivamente las fraccio-

[1] Además del oxígeno son numerosas las sustancias gaseosas, que comprimidas o licuadas se almacenan en cilindros de acero; v. gr.: amoníaco, anhídrido carbónico, cloro, nitrógeno, helio, óxido de nitrógeno, cloruro de metilo, hidrógeno, aire, etc.

nes, haciendo más perfectas y rápidas las separaciones. El oxígeno líquido, de color azul pálido, que hierve a —183ºC, se traslada a los cilindros de acero con una presión de unas 100 atmósferas.

43. Propiedades. — El oxígeno es un gas incoloro, inodoro e insípido.

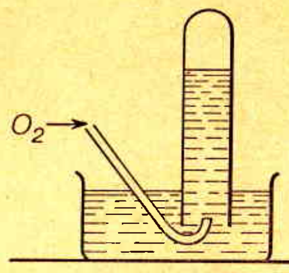


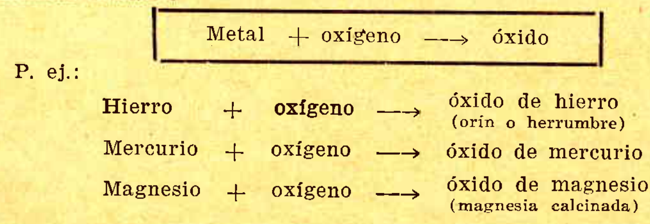
Fig. 33.—Cuba neumática

Es algo más denso que el aire, es decir, que tomando dos volúmenes iguales de aire y de oxígeno, en las mismas condiciones de presión y temperatura, pesa algo más el oxígeno; *es poco soluble en el agua*, de tal manera que puede recogerse fácilmente en la cuba hidroneumática[1] sin temor a pérdidas del gas; ya vimos que puede liquidarse sometiéndolo a grandes presiones, siempre que se enfríe por debajo de -128º C. (temperatura crítica). El oxígeno líquido hierve a -183º C.

Químicamente, el gas oxígeno se destaca con nitidez por *la facultad de combinarse con la mayor parte de los elementos* que se encuentran en la naturaleza. Esta facultad privilegiada ha servido para considerar al oxígeno como elemento de comparación y establecer una clasificación de las sustancias simples de acuerdo con la manera como se comportan frente al oxígeno.

¿Qué sucede cuando se combina el oxígeno con las demás sustancias simples? Debemos diferenciar el caso de los metales, del de los no-metales o metaloides.

44. Acción del oxígeno sobre los metales: óxidos.—Los metales en presencia del oxígeno, (a veces a la temperatura ordinaria, otras veces mediante la acción del calor), se *queman*, o sea se combinan con desprendimiento de calor o de calor y luz. Como resultado de la combinación se originan sustancias compuestas binarias (dos elementos: metal y oxígeno) que se denominan *óxidos*.



Metal + oxígeno ⟶ óxido

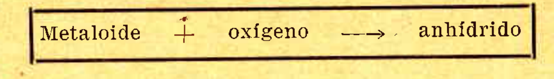
P. ej.:

Hierro	+	**oxígeno**	⟶	óxido de hierro (orín o herrumbre)
Mercurio	+	oxígeno	⟶	óxido de mercurio
Magnesio	+	oxígeno	⟶	óxido de magnesio (magnesia calcinada)

Los óxidos que se han formado en estos ejemplos son sólidos.

[1] Neumática: de la palabra griega *pneuma* que significa aliento, viento.

45. Acción del oxígeno sobre los metaloides: anhídridos.— Los metaloides también se combinan con el oxígeno engendrando sustancias compuestas binarias (metaloide y oxígeno), que se denominan *anhídridos*.

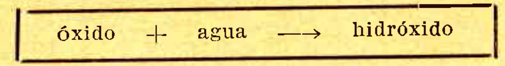


Metaloide + oxígeno ⟶ anhídrido

P. ej.:

Carbono	+	oxígeno	⟶	anhídrido carbónico
Azufre	+	oxígeno	⟶	anhídrido sulfuroso
Fósforo	+	oxígeno	⟶	anhídrido fosfórico

46. Acción del agua sobre los óxidos: bases o hidróxidos.— Cuando se añade agua sobre un óxido, muchas veces se produce una nueva combinación, que se revela generalmente por el desprendimiento de calor (recuérdese el ejemplo de la cal viva al pasar a cal apagada), así como por la aparición de ciertas propiedades. La nueva sustancia formada se denomina *base o hidróxido*, siendo esta última denominación la apropiada[1]. Generalmente las bases tienen sabor parecido al jabón o a las lejías.



óxido + agua ⟶ hidróxido

P. ej.:

óxido de calcio + agua (cal viva)	⟶	hidróxido de calcio (cal apagada)
óxido de magnesio + agua	⟶	hidróxido de magnesio

El nombre de base es muy antiguo, pues ya se encuentra en los libros de química del siglo XVII. Su origen se debe a que sometiendo a la acción del calor ciertas sustancias compuestas denominadas sales, se descomponen en dos partes: una volátil y otra que permanece fija, por lo cual se consideró a ésta la parte esencial o básica (base) de la sal, pues no es destruída por el calor.

47. Acción del agua sobre los anhídridos: ácidos.—También el agua puede combinarse con los anhídridos originando nuevas sustancias compuestas que se denominan *ácidos* y que tienen en común ciertas propiedades[2].

[1] Hidróxido: del griego *hidros* = agua

[2] Lavoisier bautizó al elemento oxígeno con este nombre, derivándolo de palabras griegas que significan "engendro ácidos". Tal nombre se ha conservado, a pesar de que los anhídridos que forma el oxígeno con los metaloides no son directamente ácidos, ni el oxígeno es el elemento característico de estos compuestos, sino el hidrógeno.

Anhídrido + agua ⟶ ácido

P. ej.:

Anhídrido carbónico + agua ⟶ ácido carbónico

Anhídrido sulfuroso + agua ⟶ ácido sulfuroso

Anhídrido fosfórico + agua ⟶ ácido fosfórico

El nombre de ácido es muy antiguo. Se había asignado a todos aquellos productos que poseían sabor agrio o ácido (parecido al del vinagre, que en latín se llama "acetum"). P. ej.: el vinagre, el zumo de las frutas cítricas (limones, etc.), la leche agria, etc.

48. Las propiedades de los ácidos y de las bases: noción de indicador. — Comparando los distintos ácidos entre sí, y las bases entre ellas, se advierte que poseen propiedades específicas comunes. Ya hemos visto lo referente al sabor.

Fué el inglés Roberto Boyle, a quien ya citamos varias veces, quien observó por primera vez una característica muy importante: las sustancias coloreadas que poseen los pétalos de ciertas flores (p.ej.: las violetas), tienen la propiedad de acusar la presencia de un ácido, por un cambio de color (las violetas se enrojecen). Estas sustancias se denominan *indicadores*. Es clásico el *tornasol*, extraído de ciertos líquenes (Lakmus tinctorea), que en solución alcohólica forma la *tintura de tornasol* (de color violeta). Impregnando tirillas de papel de filtro con esta tintura, y dejándolas secar, se tienen los *papeles de tornasol;* los hay sensibles (de color violeta), rojos y azules.

Probando los diversos ácidos con la tintura de tornasol, se nota que todos ellos producen un cambio de color *(viraje)* hacia el rojo. En cambio, si se ensayan las bases el viraje se produce hacia el azul. Podríamos comprobar esta propiedad con ácidos como el muriático (clorhídrico), el agua fuerte (nítrico), el aceite de vitriolo (sulfúrico), fosfórico, carbónico, sulfuroso, acético, cítrico, tartárico, etc., previamente disueltos en el agua, así como con bases como la potasa cáustica, la soda cáustica, el amoníaco, el hidróxido de calcio, el hidróxido de magnesio, etc.

Hoy se conocen muchos indicadores, algunos naturales, como el ya mencionado tornasol, y otros artificiales, como la fenolftaleina y la heliantina (también llamada: anaranjado de metilo).

VIRAJE DE LOS LLAMADOS INDICADORES

Indicadores	Con solución de un ácido	Con solución de una base
El tornasol es	rojo	azul
La heliantina es	roja	amarilla
La fenolftaleina es	incolora	roja

49 El concepto de función química.—Se dice que diversas sustancias poseen la misma *función química*, cuando presentan una gran analogía en su manera de comportarse químicamente. Podría definirse este concepto diciendo que función química de una sustancia es su tendencia a reaccionar en un sentido determinado cuando se pone en presencia de otra sustancia particular *(reactivo funcional)*. Los indicadores son reactivos funcionales de los ácidos y de las bases. Los ácidos poseen propiedades comunes características de la *función ácida*, y las bases poseen los atributos de la *función básica*.

Generalmente esta semejanza en las propiedades de las sustancias que presentan una misma función química, se debe a la presencia, en las moléculas de las mismas, de un átomo o grupo de átomos característico, denominado *grupo funcional*. Así, es propia de los ácidos la presencia de átomos de *hidrógeno* en cierto estado, y de las bases, la existencia del grupo *HO*, llamado *hidróxilo* u *oxidrilo*.

Este concepto de función y de grupo funcional fué establecido por el francés Dumas en el año 1835. En la química inorgánica sólo intervienen la función ácida y la función básica, mientras que en la química orgánica las funciones son más numerosas (alcoholes, aldehidos, ácidos, fenoles, amidas, aminas, etc.).

50. Acción de los ácidos sobre las bases: sales.—Tomemos una solución de sal de cocina, o de sal inglesa (sulfato de magnesio), y otra de azúcar y ensayémoslas con los indicadores. Notaremos que la tintura de tornasol no cambia su primitivo color violáceo, ni la heliantina el suyo anaranjado de su solución acuosa. Sustancias como la sal de cocina, o la sal inglesa, o el azúcar, que no funcionan como ácidos, ni como bases, se dice que son *sustancias neutras*. Pero entre el azúcar y la sal de cocina o la sal inglesa, hay una gran diferencia: las dos últimas se denominan *sales* y estudiando su composición química, se ve que pueden ser engendradas al reaccionar un ácido con una base. En efecto, los ácidos se transforman en sales, perdiendo sus propiedades, si se añade cantidad suficiente

de una base para hacer virar de color a un indicador *(neutralización)*. De la misma manera, una base puede transformarse en sal por adición de una cierta cantidad de un ácido. En cambio, el azúcar se origina de manera muy diferente, sin estar relacionado ni con los ácidos ni con las bases.

Al formarse una sal por la reacción de un ácido con una base, siempre hay producción de agua.

Ácido + base ⟶ sal + agua

P. ej.:

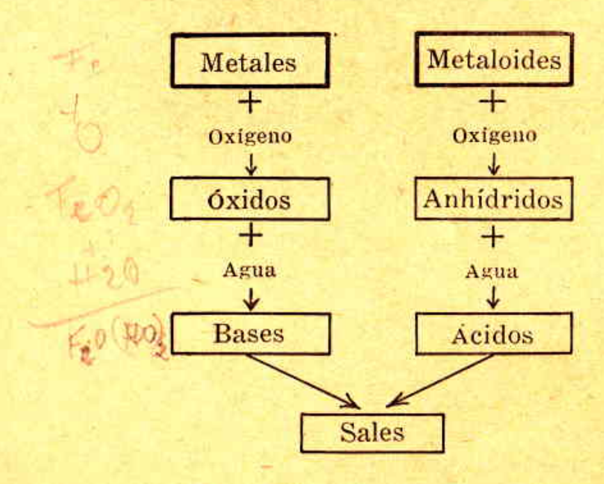
Ácido clorhídrico + hidróxido de sodio ⟶
Cloruro de sodio + agua

Ácido sulfúrico + hidróxido de magnesio ⟶
Sulfato de magnesio + agua

El nombre de sal parece que proviene del griego *als* = sal, o *alos* = mar, pues se aplicó al principio únicamente a la sal marina o sal común, pero luego se extendió a todas las sustancias sólidas de aspecto cristalino. Esto dió lugar al error de considerar como sales a ciertos ácidos cristalinos, tales como el ácido bórico (sal sedativa de Homberg), el ácido benzoico (sal de benjuí), etc.

Fué el farmacéutico francés Rouelle (1703-1770), maestro del gran Lavoisier, quien estableció en forma clara el concepto de sal.

50 bis. Resumen de los compuestos oxigenados.—Un cuadro de conjunto nos permite abarcarlos:



51. Fórmulas químicas.—La composición de las sustancias se representa por medio de los símbolos de los elementos, que significan a su vez un átomo de los mismos. Se constituyen así

las *fórmulas químicas,* verdaderas representaciones gráficas de las moléculas, en las cuales se indican las clases de átomos que las integran y su número. Así, la molécula de sal común o cloruro de sodio consta de un átomo de cloro y otro de sodio, de modo que su fórmula es: ClNa.

Si algún elemento está representado en una molécula por dos o más átomos, este hecho se consigna colocando a la derecha del símbolo, como *subíndice,* el número de átomos. Así, la molécula de oxígeno se expresa O_2, es decir, está formada por dos átomos de oxígeno; la del agua es H_2O, o sea dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno.

Ej.:

CO_2 (anhídrido carbónico).
OK_2 (óxido de potasio).
SO_4H_2 (ácido sulfúrico).
NO_3Ag (nitrato de plata).

Cuando se quiere expresar varias moléculas de una sustancia, se pone delante de la fórmula un número denominado *coeficiente.* Por ejemplo: 5 O_2, 3 ClNa, etc., indican respectivamente cinco moléculas de oxígeno, tres de cloruro de sodio, etc.

52. Nociones de nomenclatura.—Ya hemos visto cómo se designan los elementos, así como la notación adoptada (pág. 61).

En la nomenclatura de las sustancias compuestas se forma el nombre con dos palabras, una de ellas indica el *género* habitualmente relacionada con el oxígeno o con un metaloide, y la otra la *especie,* en relación ésta con un metaloide que no sea el oxígeno o bien con un metal. Como vemos, es un sistema parecido al usado en zoología o en botánica para designar una especie biológica.

Muy importante es la nomenclatura de los compuestos oxigenados.

En los *óxidos,* la palabra genérica es "óxido", mientras que la específica es el nombre del metal tomado en genitivo, o bien adjetivado con la terminación *ico.*

Ej.:

óxido de sodio u óxido sódico .... $O Na_2$
óxido de potasio o potásico .... $O K_2$
óxido de calcio o cálcico .... O Ca
óxido de magnesio o magnésico .... O Mg

Cuando un metal se combina en distintas proporciones con el oxígeno, se adjetiva el metal con la terminación *ico* para el óxido más oxigenado, y *oso* para el menos oxigenado. Cuando hay que distinguir más grados, se llama *protóxido* o *subóxido* al más pobre en oxígeno, y *peróxido* al de mayor riqueza.

Ej.:

óxido ferroso .... OFe — óxido férrico .... O_3Fe_2
óxido mercurioso .... OHg_2 — óxido mercúrico .... OHg
óxido cuproso .... OCu_2 — óxido cúprico .... OCu

En los *anhídridos*, la palabra genérica es "anhídrido", mientras que la específica se forma de modo análogo que para los óxidos.

Si un mismo metaloide origina más de dos anhídridos, al menos oxigenado suele designárselo anteponiendo al nombre específico el prefijo *hipo*, y al más oxigenado, el prefijo *per* o *hiper*.

Ej.:

Anhídrido carbónico .... CO_2
Anhídrido sulfuroso .. SO_2 — Anhídrido sulfúrico SO_3
Anhídrido nitroso .... N_2O_3 — Anhídrido nítrico . N_2O_5
Anhídrido fosforoso .. P_2O_3 — Anhídrido fosfórico P_2O_5
Anhídrido hipocloroso .... Cl_2O
Anhídrido cloroso .... Cl_2O_3
Anhídrido clórico .... Cl_2O_5
Anhídrido perclórico .... Cl_2O_7

Los *ácidos* y las *bases* se denominan de la misma manera que los óxidos y los anhídridos de donde derivan, sólo que el nombre genérico es, respectivamente, "ácido" e "hidróxido".

V. gr.:

Ácido sulfuroso ...... SO_3H_2 — Ácido sulfúrico ... SO_4H_2
Ácido nitroso .... NO_2H — Ácido nítrico ..... NO_3H
Hidróxido de sodio o sódico .... $HONa$
Hidróxido de calcio o cálcico .... $(HO)_2Ca$
Hidróxido ferroso .... $(HO)_2Fe$
Hidróxido férrico .... $(HO)_3Fe$

Los nombres de las *sales*, en las lenguas latinas por lo menos, constan de una palabra genérica que se forma haciendo acabar en *ito* o en *ato* los nombres de los ácidos que terminan en *oso* o en *ico*, y de una palabra específica formada con el nombre del metal en genitivo, o bien terminando en *ico* o en *oso*.

V. gr.:

Sulfito de sodio o sulfito sódico .... SO_3Na_2
Sulfato de potasio o potásico .... SO_4K_2
Fosfito de calcio o cálcico .... $(PO_3)_2Ca_3$
Fosfato de calcio o cálcico .... $(PO_4)_2Ca_3$
Nitrato de potasio o potásico .... NO_3K
Nitrato mercurioso .... NO_3Hg
Nitrato mercúrico .... $(NO_3)_2Hg$

Además de las *combinaciones oxigenadas* que hemos visto, existen otras que se caracterizan por no poseer oxígeno en sus moléculas. Las principales *combinaciones no oxigenadas* son: los hidrácidos y las sales haloideas.

En los *hidrácidos*, la palabra genérica es *ácido*, mientras que la específica es la del metaloide, terminada en *hídrico*.

Ej.:

Ácido clorhídrico .... ClH
Ácido sulfhídrico .... SH_2

Hay también sustancias de carácter salino, que se forman por la combinación directa del metaloide con el metal, no participando el oxígeno; son las *sales haloideas*, cuyo nombre genérico se forma haciendo terminar en *uro* el nombre del mismo metaloide.

V. gr.:

Sulfuro de hierro .... SFe.
Cloruro de sodio o sódico .... $ClNa$
Cloruro ferroso .... Cl_2Fe
Cloruro férrico .... Cl_3Fe

En muchos casos se emplean, y sobre todo en el comercio, los nombres vulgares antiguos, que deben considerarse como verdaderos *sinónimos* de los nombres científicos.

Ejemplos: ácido muriático (ácido clorhídrico), agua fuerte (ácido nítrico), vitriolo (ácido sulfúrico), sal inglesa (sulfato de magnesio), yeso (sulfato cálcico), caparrosa o vitriolo azul (sulfato cúprico), prusiato amarillo (ferrocianuro de potasio), etc.

53. Ecuaciones químicas.—Se llama *ecuación química* a una expresión que representa gráficamente a un fenómeno químico, haciendo ver qué sustancias intervienen y cuáles se forman. Está integrada por dos miembros separados entre sí por una flecha o por un signo de igualdad [1]: en el primer miembro, a la izquierda, se colocan las fórmulas de las sustancias que reaccionan, y en el segundo, a la derecha, las de las sustancias resultantes. Es importante comprobar si una ecuación está *completa* o *balanceada*, para lo cual sus dos miembros deben contener *el mismo número de átomos de igual naturaleza*.

Veamos algunos ejemplos. La combinación del azufre con el hierro para formar el sulfuro de hierro (ver pág. 51 y 62):

$$S + Fe \longrightarrow SFe$$

[1] Los autores modernos prefieren usar la flecha que es lo mismo que decir "forma" o "da", en lugar del signo de igualdad, puesto que la mayoría de las reacciones son reversibles, con lo que la cantidad de sustancias que se origina depende de condiciones extrínsecas (temperatura, concentración, presión, etc.).

La descomposición del óxido de mercurio dando mercurio y oxígeno (ver pág. 52 y 54):

$$2\ OHg \longrightarrow 2\ Hg + O_2$$

La reacción por sustitución del hierro desplazando al mercurio del sulfuro de mercurio (ver pág. 56):

$$SHg + Fe \longrightarrow SFe + Hg$$

La formación del precipitado de cloruro de plata en la reacción por intercambio entre el cloruro de sodio y el nitrato de plata (ver pág. 56):

$$ClNa + NO_3Ag \longrightarrow ClAg + NO_3Na$$

Más adelante veremos que una ecuación química representa: 1º Las sustancias que intervienen y las que se forman (objetiva el hecho experimental); 2º los pesos según los cuales reaccionan dichas sustancias (como se deduce de las leyes estequiométricas).

Una ecuación química no es comparable a una ecuación algebraica, pues conociendo los datos del problema (las fórmulas de las sustancias que se ponen en presencia) no puede deducirse *matemáticamente* los resultados. Así la ecuación

$$Cl\ Na + NO_3\ Ag = Cl\ N + Na\ O_3\ Ag$$

podrá responder a la condición de ser completa o balanceada si nos atenemos a un criterio puramente aritmético, pero químicamente es imposible. Para resolver una ecuación química sólo puede recurrirse a la experiencia, *buscando las sustancias que se forman dentro de las circunstancias elegidas para efectuar la reacción.*

54. La teoría del flogisto.—Cuando una vela esteárica arde, o se quema el alcohol o el kerosene de una lámpara, o el carbón o la leña de una hornalla, parecería que en realidad, al consumirse, estas materias se *destruyen*. En cambio, cuando se calientan ciertos metales (cobre, plomo, hierro, estaño, cinc, etc.), se transforman en cuerpos pulverulentos, los óxidos, semejantes a la cal, que pesan más que el metal primitivo; en este caso podríamos pensar que *se ha creado* una nueva porción de materia.

Estos fenómenos, el primero llamado *combustión*, y el segundo *oxidación* de los metales, eran conocidos en la antigüedad. A principios del siglo XVIII, Jorge Ernesto Stahl (1660-1734) fundó la primera hipótesis científica de la química, la llamada *teoría del flogisto*, para explicar estos fenómenos.

Stahl consideró la calcinación de los metales como un fenómeno parecido a la combustión. Creía que los metales eran sustancias compuestas, poseyendo un elemento combustible, el *flogisto* (de una palabra griega que significa el combustible), que se encuentra en estado de mayor pureza en el negro de humo, sustancia fácilmente inflamable. Decía:

Metal — flogisto = cal metálica (sustancia simple)

Las cales metálicas no eran ya combustibles porque habían perdido su flogisto. La prueba de ello es que si se las calentaba juntamente con carbón o una sustancia combustible, volvían a combinarse con el flogismo trasformándose en metales:

Cal metálica + flogisto = metal (combinación)

Numerosos hechos explicaban esta teoría, por lo que tuvo gran éxito. Pero los químicos de aquellos tiempos no habían reparado en un detalle fundamental: cuando los metales perdían su flogisto para transformarse en cal metálica, en lugar de disminuir, aumentaban su peso. El descubrimiento del oxígeno y los experimentos de Lavoisier, demostraron la base falsa de esta teoría.

55. La ley de Lavoisier.—El gran químico Antonio Lorenzo Lavoisier (1743-1794), al introducir sistemáticamente la balanza en el estudio de los fenómenos químicos, aclaró los hechos anteriores, llegando a establecer la primera de las leyes de la química. Efectuó el siguiente experimento en 1777:

En una retorta de cuello encorvado que terminaba en una campana llena de aire e invertida sobre mercurio, calentó durante doce días un poco de mercurio. El volumen total del aire al comienzo del experimento, era de 1.000 cm³. Terminado el mismo, y una vez frío el sistema, notó una disminución de 170 cm³, y que en la superficie del mercurio se había formado 0,24 g de *cal de mercurio roja* (óxido rojo de mercurio). Separando esta sustancia y calentándola a mayor temperatura obtuvo nuevamente 170 cm³ de un gas que reconoció ser el oxígeno. Es decir, al calcinar un metal *no se crea materia*, sino que se produce un aumento que equivale exactamente a la disminución del peso de oxígeno contenido en el aire. En la primera parte del experimento de Lavoisier se forma óxido de mercurio por combinación del oxígeno del aire con el mercurio.

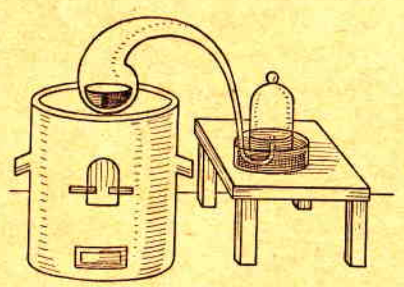


Fig. 34.—El aparato que usó Lavoisier para demostrar la ley de los pesos (de un grabado hecho por la esposa del eminente químico francés).

$$O_2 + 2\ Hg \longrightarrow 2\ OHg$$

que se descompone en las sustancias simples originarias, en la segunda parte de la demostración

$$2\ OHg \longrightarrow O_2 + 2\ Hg$$

Generalizando este hecho, pudo Lavoisier establecer el siguiente principio:

> En la naturaleza no se pierde ni se crea nada: todo se transforma. — (Lavoisier, 1777).

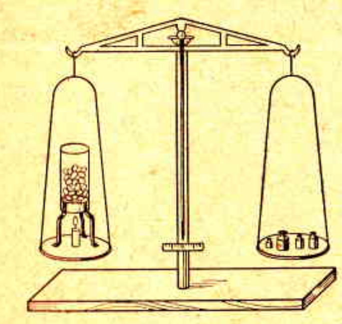


Fig. 35 —Al quemar la vela el platillo correspondiente aumentará de peso

Veamos ahora los fenómenos de la combustión. Coloquemos una velita debajo de un tubo cilíndrico de vidrio, soportado por un trípode que tiene una tela metálica sobre la cual hemos colocado trocitos de la llamada "soda cáustica" o bien de "cal viva". Ubiquemos todo esto en un platillo de balanza y restablezcamos el equilibrio (fig. 35).

Enciéndase la velita, y se verá que, al cabo de cierto tiempo, el platillo en lugar de subir (pérdida de peso), baja (aumento de peso), mientras que la soda o la cal han cambiado un tanto de aspecto. El aumento de peso se debe a que, en la combustión, interviene el oxígeno del aire, que se combina con el carbono y el hidrógeno de la bujía, originando sustancias invisibles (anhídrido carbónico y vapor de agua), que son fijadas por la soda o por la cal.

Como vemos, en los fenómenos de combustión no hay pérdida de materia.

Experimentos muy cuidadosamente realizados en los últimos años, han confirmado la genial generalización del químico francés, y hoy se considera como base fundamental de las transformaciones químicas la ley de Lavoisier, *o ley de la conservación de los pesos o de la conservación de la materia,* que puede definirse así: "El peso de un sistema químico aislado permanece constante durante todas sus transformaciones". o de manera más clara, aunque menos general: *"El peso de una sustancia compuesta es igual al peso de sus componentes".*

56. Oxidación.—Desde los tiempos de Lavoisier se denominó oxidación a la unión del oxígeno con los elementos para dar óxidos, si se combina con los metales, y anhídridos, si la combinación se hace con los metaloides. En cuanto a los metales,

algunos no se combinan con el oxígeno del aire: son los *metales nobles* (oro, platino, y plata); los demás lo hacen con mayor o menor velocidad: es conocida la formación del orín o herrumbre en el hierro expuesto al aire húmedo, y el cardenillo que se forma en el cobre o el bronce. En cambio el cromo y el níquel son de difícil oxidación espontánea, de allí que delgadísimas capas superficiales de estos metales sirven para proteger a piezas metálicas de la oxidación (cromado, niquelado).

En las oxidaciones de los metales se produce calor, sólo que, como este fenómeno es lento, no se nota sensiblemente, salvo casos como el del magnesio, cuya oxidación se hace rápidamente dando calor intenso y luz viva. Se ha considerado a las oxidaciones como verdaderas combustiones lentas, aunque invirtiendo los términos, es lógico afirmar que las combustiones son oxidaciones rápidas.

Las oxidaciones son reacciones químicas que se aplican a los fenómenos más variados. Las combustiones (§ 57) y la respiración de los organismos (§ 58) son oxidaciones. Cuando el vino se transforma en vinagre, se produce una oxidación del alcohol que aquél contiene. Cuando se "seca" una pintura, no se verifica el fenómeno por pérdida de agua, sino que se oxida el aceite de lino de dichos preparados trasformándose en una sustancia sólida. El blanqueo de los tejidos se hace empleando ciertos oxidantes (§ 92).

57. Combustión.—Se denomina *combustión* a toda combinación que se efectúa por intermedio de una sustancia gaseosa, acompañada de calor y aun de luz intensa (llama). Las más conocidas son las combustiones de diversos materiales en el aire, por lo cual se consideran comúnmente como verdaderas oxidaciones rápidas.

Para que una combustión se realice, deben cumplirse tres condiciones: 1) la presencia de un *combustible,* o sea de una sustancia o material que pueda arder en el seno de un gas; 2) la existencia de un *comburente* o sea de un agente gaseoso que permita la combustión, y 3) alcanzar una *temperatura* o *punto de inflamación* conveniente, sin lo cual no se inicia la combustión.

Los combustibles más conocidos son las sustancias que contienen carbono e hidrógeno, sea libres o combinados: carbón, madera, aceite, petróleo (kerosene, nafta, etc.), gas de alumbrado, alcohol, etc. La mayor parte de la energía mecánica que consume la industria, deriva del aprovechamiento del calor desprendido por la combinación de los combustibles con el oxígeno del aire (comburente).

El punto de inflamación de los combustibles es variable: 260° para los vapores de bencina que se usan en los encendedo-

res de bolsillo; 500° para los vapores de alcohol; 700° para el gas de alumbrado; etc.

Algunos, muy pocos, queman a la temperatura ordinaria *(combustiones espontáneas)*. Existen, p. ej. sustancias que, cuando se hallan en estado de finísima división, se inflaman a la temperatura ordinaria al ponerse en contacto con el aire: son las *sustancias pirofóricas* (Pb, Fe, Cu, Ni, P, etc.). Puede realizarse un sencillo experimento que pone de manifiesto la importancia del grado de división: disuélvase un trocito de fósforo en un líquido llamado sulfuro de carbono y colóquense varias gotas de la solución sobre un papel de filtro; al evaporarse el disolvente queda el fósforo finamente dividido sobre el papel, y no tarda en inflamarse (téngase en cuenta que el punto de inflamación del fósforo es de 60°C) [1].

Fig. 36.—Inflamación espontánea del fósforo. Fuegos fenianos.

Cuando una combustión es instantánea, se tiene una explosión. Esto ocurre con ciertos gases inflamables (vapor de nafta, gas de alumbrado, grisú o gas de las minas, hidrógeno, etc.), cuando están mezclados con cantidades convenientes de aire o de oxígeno, y se ponen en contacto con una chispa. ¡Cuántas vidas han costado las explosiones accidentales ocurridas en minas, usinas, fábricas, talleres o laboratorios, hoy disminuídas con la adopción de medidas preventivas!

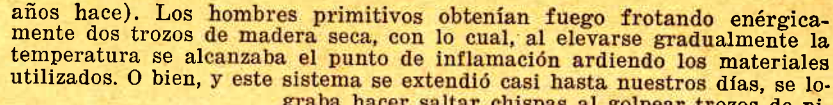
Por suerte, la gran mayoría de las sustancias se inflaman a una temperatura muy superior a la normal. Este hecho es muy importante para la vida, pues, si así no fuera, gran parte de los materiales con los cuales están fabricados los vestidos, las casas, los libros, diversos utensilios, y aun nuestro mismo cuerpo, así como el de los animales y las plantas, se destruirían.

57 bis. El Fuego. — Desde tiempos inmemoriales ha sido el *fuego* (combustión con producción de llama de ciertos materiales naturales secos), uno de los instrumentos más útiles para la vida del hombre. Su producción a voluntad, es uno de los signos que diferenció a los hombres de los animales desde las remotísimas eras prehistóricas, comenzando con este medio su paulatino dominio de la naturaleza.

La primera evidencia del uso del fuego se tiene en unas cuevas existentes en las proximidades de Pekín (China), donde se hallaron madera carbonizada y huesos que se hacen remontar a la edad de piedra (500.000

[1] Han ocurrido incendios por inflamación espontánea de trapos o estopas sucias con aceites, pues el gran desarrollo de superficie ha facilitado la oxidación de la materia grasa, lo que ha hecho posible una oxidación rápida, y el calor desprendido ha aumentado la temperatura hasta alcanzar la de inflamación.

Los incendios de algunas minas de carbón, molinos de harina y refinerías de azúcar, han tenido el mismo origen, por lo cual hoy se previenen estos peligros con dispositivos eliminadores del polvo finísimo, así como evitando la producción de chispas.

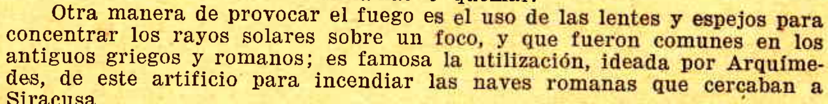


años hace). Los hombres primitivos obtenían fuego frotando enérgicamente dos trozos de madera seca, con lo cual, al elevarse gradualmente la temperatura se alcanzaba el punto de inflamación ardiendo los materiales utilizados. O bien, y este sistema se extendió casi hasta nuestros días, se lograba hacer saltar chispas al golpear trozos de pirita (mineral de hierro) con la piedra pedernal (sílice dura), que engendraban el fuego al quemar hojas secas.

Los encendedores antiguos constaban de tres partes: a) el *eslabón*, de acero, hierro o material parecido con una superficie estriada; b) el *pedernal*, trozo de una piedra dura (sílice); y c) la *yesca*, material inflamable formado por ciertos hongos, por trapos secos, papel prensado, o por una mecha trenzada de algodón (ver fig. 36 bis). Frotando enérgicamente el pedernal sobre el eslabón, saltaban chispas que encendían la yesca, la mecha o, directamente el material que se quería inflamar o quemar.

mecha
pedernal
eslabón

Fig. 36 bis.—Encendedor antiguo (eslabón).



Otra manera de provocar el fuego es el uso de las lentes y espejos para concentrar los rayos solares sobre un foco, y que fueron comunes en los antiguos griegos y romanos; es famosa la utilización, ideada por Arquímedes, de este artificio para incendiar las naves romanas que cercaban a Siracusa.

En la Indochina y en el archipiélago Malayo, se usa un curioso procedimiento que consiste en comprimir fuertemente y en operaciones sucesivas el aire contenido en un cilindro de madera por medio de un pistón que ajuste bien, hasta alcanzar la temperatura de inflamación del material combustible (eslabón neumático).

Claro está que desde la invención de los fósforos o cerillas fosfóricas (ver pág. 188), así como de los adelantos de la electricidad, estos medios primitivos han sido abandonados.

Los modernos *encendedores de bolsillo*, responden al esquema de los eslabones antiguos. El combustible es la bencina, el pedernal está sustituído por una ruedita de acero y el eslabón por una "piedrita" de ferrocerio (aleación de 2 p. de cerio y 1 p. de hierro), que da fácilmente chispas [1]. Las chispas producidas al frotar la ruedita sobre la piedra, lleva la extremidad de la mecha a la temperatura de inflamación de la bencina.

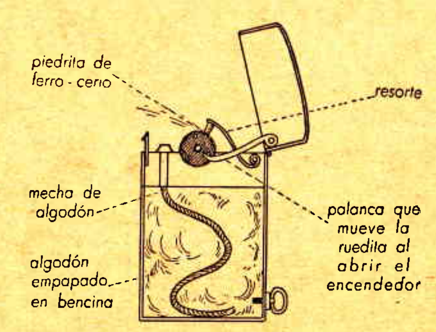


Fig. 36 ter.—Encendedor de bolsillo.

58. La respiración.—El papel del oxígeno es fundamental para la vida, como lo demostró Lavoisier. Efectivamente, la energía que requieren los organismos para el mantenimiento de sus funciones vitales deriva de combinaciones del oxígeno con los productos de la asimilación de los alimentos ingeridos. Al demostrarse en el siglo XVIII que la respiración es una combustión lenta, era la primera vez que se establecía que un acto vital era una verdadera reacción química.

[1] Un kilo de ferro-cerio da unas 5000 piedritas, cada una de las cuales puede producir 1000 igniciones.

El aire que penetra por los pulmones fija su oxígeno sobre la hemoglobina de los glóbulos rojos de la sangre (hematosis), transformándola en oxihemoglobina (sangre arterial). Esta combinación es reversible:

$$\underset{\text{Hemoglobina}}{Hb} + O_2 \rightleftarrows \underset{\text{Oxihemoglobina}}{HbO_2}$$

En el seno de los tejidos se produce una verdadera combustión, acompañada por desprendimiento de calor, (al cual se atribuye el origen del *calor animal)*. El carbono y el hidrógeno de las sustancias orgánicas se queman, engendrándose anhídrido carbónico y agua. La sangre cargada de gas carbónico (sangre venosa), vuelve a los pulmones, donde deja esta sustancia y readquiere oxígeno del aire.

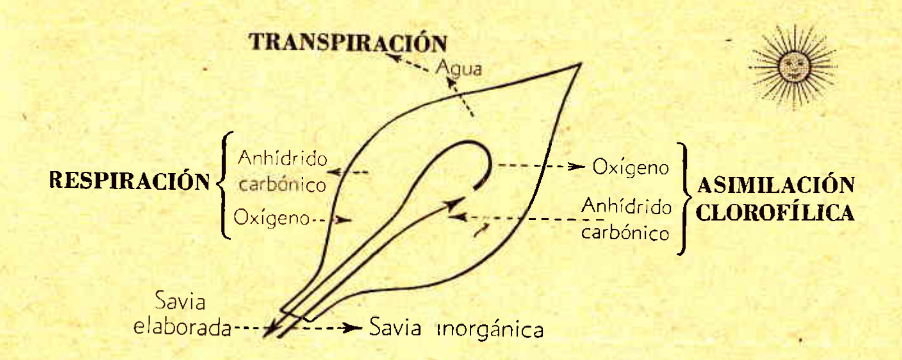
Cuando el oxígeno no llega a los pulmones en la cantidad y condiciones adecuadas, puede el organismo alterar su funcionamiento y aun perecer por *asfixia*. De allí el empleo del oxígeno en inhalaciones para ciertos enfermos (tuberculosos, ciertos intoxicados, etc.). También es explicable la necesidad de inyectar oxígeno en los ambientes cerrados (p. ej., en el interior de un submarino, en las campanas de buzos, etc.), para restituir el que se ha consumido y evitar la asfixia[1].

59. La función clorofílica de las plantas.—¿A qué se debe que el oxígeno de la atmósfera no disminuya, a pesar del gran consumo que se hace en las oxidaciones, combustiones y respiraciones que ocurren continuamente en la naturaleza? La reposición del oxígeno que se pierde la realizan las plantas, pues, por intermedio del pigmento verde que poseen sus hojas *(clorofila)* y con la ayuda de los rayos solares, absorben anhídrido carbónico, fijan el carbono y exhalan oxígeno, contribuyendo a mantener pura y respirable la atmósfera.

Este maravilloso mecanismo de regulación que funciona por medio de un admirable equilibrio entre la respiración de los animales (que consumen oxígeno) y la función clorofílica de las plantas (que liberan oxígeno), fué descubierto por el químico inglés Priestley (1774). Posteriormente, Ingenhousz (1779) demostró el papel del sol en la función clorofiliana,

[1] El problema de la *viciación del aire* en el interior de locales públicos (p. ej., teatros, cinematógrafos, etc.) no es el mismo que el del submarino o el de las campanas de buzos como los antiguos higienistas creían, sino que depende de la elevación de temperatura, de la falta de movimiento del aire, de la humedad y de los productos emitidos por las personas (ver pág. 168).

Sennebier (1783) hizo ver la necesidad de la presencia del anhídrido carbónico para engendrar el oxígeno, y, por último Lavoisier dió la interpretación correcta de todos estos hechos.



Debemos aclarar que en la planta se verifican simultáneamente dos fenómenos en cierto modo opuestos: la asimilación clorofiliana y la respiración. Durante el día, la asimilación clorofiliana, a favor de los rayos solares, es el fenómeno predominante, mientras que en la noche, sucede únicamente el de la respiración.

Notables en su sencillez demostrativa son los experimentos fundamentales de Priestley. Un ratoncito colocado bajo una campana de vidrio, moría por asfixia al cabo de cierto tiempo; otros ratones colocados en la misma campana morían rápidamente. Luego introducía, con las debidas precauciones, una plantita de menta, y al cabo de varias horas comprobaba que el aire había sido purificado y permitía vivir a nuevos ratoncitos sin experimentar molestias. Como el mismo sabio inglés decía "las plantas producen efectos contrarios a los de la respiración animal y tienden a mantener la atmósfera dulce y salubre en aquellos casos en que habíase transformado en peligrosa como consecuencia de la vida y de la respiración animal".

Como lo hizo notar P. Bert, los experimentos de Priestley, cuya interpretación hizo fácil Lavoisier, ponen en evidencia dos de las más bellas armonías de la naturaleza: armonía terrestre, entre las plantas y los animales, y armonía celeste, entre la Tierra y el Sol.

60. Ozono.—Cuando en una atmósfera de aire o de oxígeno se hacen estallar chispas eléctricas, se comprueba que el gas

ha disminuído de volumen, al mismo tiempo que se percibe un olor característico: se ha formado una nueva sustancia, el *ozono*. Si luego calentamos esta nueva sustancia (a unos 250°C), el gas pierde el olor y recobra su volumen primitivo. El ozono es, pues, una nueva sustancia derivada del elemento oxígeno, pero de propiedades diferentes al gas oxígeno.

El ozono es más pesado, más soluble en el agua y *más activo* que el oxígeno. Se usa como agente de blanqueo, desinfectante, desodorizante y como medio de purificación en los ambientes.

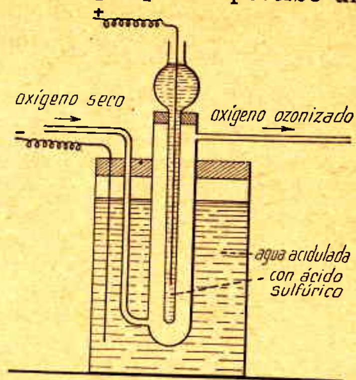


Fig. 37.—Un ozonizador.

61. Alotropía.—El ozono y el oxígeno son dos *variedades alotrópicas* del elemento oxígeno. El fenómeno se llama *alotropía*, y es característico de ciertas sustancias simples que poseen propiedades diferentes, a pesar de provenir del mismo elemento [1].

Ya anteriormente vimos el caso del diamante, grafito y carbono amorfo, como variedades alotrópicas del elemento carbono, y veremos más adelante el caso del fósforo blanco y fósforo rojo.

Generalmente, al pasar de una a otra variedad alotrópica, hay un consumo o liberación de energía. P. ej.:

$$\text{Oxígeno} + \text{energía} \rightleftarrows \text{ozono}$$

62. Atomicidad.—Por procedimientos diversos se ha llegado a determinar la *atomicidad*, o sea el número de átomos que contiene cada molécula de una sustancia simple. Una molécula se dice monoatómica, diatómica, triatómica..., según contenga uno, dos, tres..., átomos. P. ej.:

$$H_2, \quad O_2, \quad N_2, \quad P_4, \quad As_4, \quad S_8$$

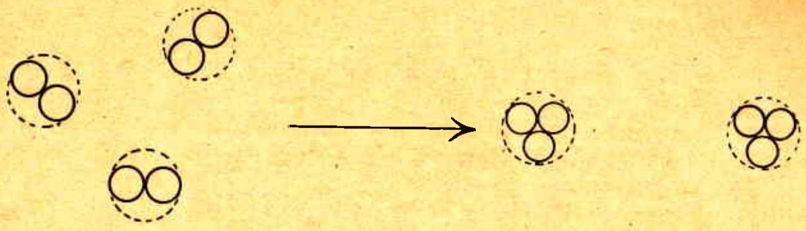
Esta noción permite explicar la alotropía de las sustancias simples. En el caso de las variedades alotrópicas del oxígeno tendríamos:

O_2 (oxígeno) $\qquad O_3$ (ozono)

Ahora podemos interpretar cómo se forma el ozono a partir del oxígeno, con *contracción de volumen*, pues con tres volúmenes de oxígeno se obtienen dos volúmenes de ozono, y al descomponer éste último elevando la

[1] Alotropía, deriva del griego "allos", otra, y "tropos", dirección.

temperatura se vuelven a obtener los tres volúmenes iniciales de oxígeno. En efecto,

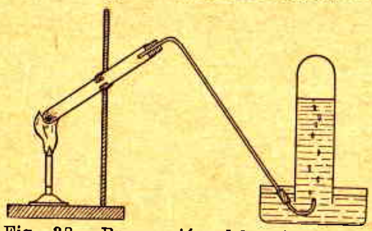


en donde cada círculo pequeño indica un átomo de oxígeno. Es fácil concebir una relación entre el volumen de cada molécula y el de la enorme cantidad de moléculas que contiene el volumen medido de los gases (ver § 175, pág. 237).

En ciertos casos, las sustancias simples están formadas por *moléculas monoatómicas*, como ocurre con los *gases raros o nobles* (helio, argón, neón, etc.), y con los vapores de ciertos *metales* (Hg, Zn, Cd, etc.).

EXPERIMENTOS

1º.—*Preparación del oxígeno.*—a) *Por descomposición del óxido de mercurio.* Disponer un aparato como indica la figura adjunta: en el tubo de ensayo se coloca una cantidad de óxido mercúrico (polvo de color rojo vivo); cerrarlo herméticamente y calentar con el mechero de Bunsen, primero suavemente y luego, con llama viva; observar la transformación que va sufriendo el óxido mercúrico, y al mismo tiempo el depósito metálico en las aredes frías del tubo, y desprendimiento gaseoso del tubo invertido.


Fig. 38.—Preparación del oxígeno por descomposición del óxido de mercurio.

Si la cantidad de OHg es apreciable, pueden llenarse con el gas desprendido varios tubos de ensayo previamente llenos de agua y que se reservan para comprobar las propiedades del oxígeno. Interpretar la reacción de descomposición producida.

b) *A partir del clorato de potasio.* Utilizar el mismo dispositivo del experimento anterior, reemplazando el tubo de ensayo por otro conteniendo clorato de potasio; calentarlo primero lentamente, y luego, a llama viva, observando: 1º la fusión del clorato; 2º la transformación progresiva del clorato de potasio líquido, que de transparente se convierte en turbio por la presencia de numerosas burbujas gaseosas que aumentan cada vez más a medida que es mayor la temperatura, al mismo tiempo que el gas recibido en el tubo invertido aumenta en cantidad.

Interpretar la reacción producida y comprobar: a) que el gas desprendido es oxígeno, introduciendo una astilla de madera con un punto en ignición con lo que se aviva enérgicamente la combustión, o introduciendo pequeñas bolitas de papel que al contacto con la sal fundida se inflaman rápidamente. El residuo, una vez enfriado, se disuelve en agua

y se agrega unas gotas de nitrato de plata (reactivo del cloruro): el precipitado blanco, abundante, que se forma, denota la existencia del cloruro de potasio como residuo de la descomposición del clorato. El clorato de potasio del comienzo, ¿da también precipitación con el nitrato de plata? Hacer la prueba.

2º.—*Combustión de metales y metaloides en presencia del aire.*—Formación de óxidos, hidróxidos, anhídridos y ácidos respectivamente.

a) Tomar con una pinza un trozo de cinta de *magnesio* (metal), quemarlo poniéndolo en contacto con una llama. El magnesio arde con luz vivísima, dejando un residuo blanco (óxido de magnesio), que se recibe en un tubo de ensayo que contenga agua. Agitar el tubo y comprobar la reacción alcalina adicionando unas gotas de fenolftaleina (se enrojece) o de tornasol (se azulea).

b) Quemar con auxilio de una cuchara de combustión, un trozo de azufre (metaloide) e introducirlo en el interior de un Erlenmeyer.

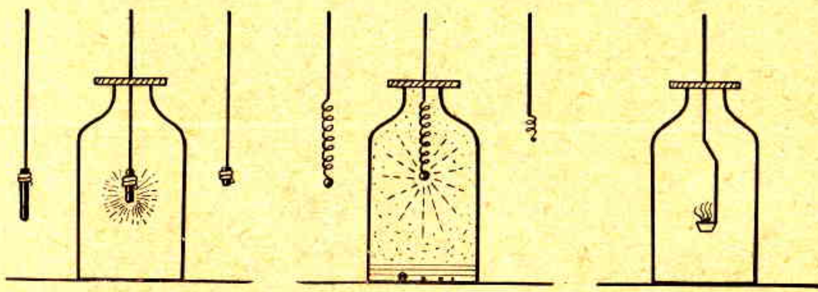


Fig. 39.—Combustión del magnesio, del hierro y del azufre en atmósfera de oxígeno.

Agitar el recipiente enérgicamente hasta disolver los humos blancos en el agua, y comprobar la reacción ácida del líquido con un papel de tornasol que se enrojece de inmediato. Interpretar las reacciones producidas.

3º.—*Neutralizar una base con un ácido y cristalizar la sal.*—Colocar en una bureta (ver fig. 61) solución de SO_4H_2 diluído 1 : 1, y por medio de la llave, agregar gota a gota de ella a una solución de hidróxido de sodio contenida en una cápsula de porcelana, agitando continuamente el contenido. De tanto en tanto comprobar la reacción del medio con un papel de tornasol. Dejar de añadir el ácido cuando el tornasol acuse un ligero tono rojizo. Caliéntese el líquido de la cápsula hasta que se advierte un depósito sólido cristalino en los bordes. Déjese enfriar, y al cabo de poco tiempo se verá grandes cristales incoloros de sulfato de sodio, originados en la neutralización del hidróxido de sodio por el ácido sulfúrico.

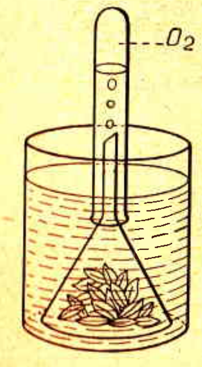


Fig. 40.—La función clorofílica de las plantas verdes.

4º—*Combustión de metales y metaloides en atmósfera de oxígeno.*—Llénese con oxígeno cinco frascos de boca ancha e introdúzcanse en ellos, sujetos con alambre y con un extremo en ignición, un trozo de carbón, un pedazo de azufre, un trozo de fósforo, una cinta de magnesio, y un muelle de reloj que se ha destemplado al rojo y que lleva en su extremo un trozo de yesca en ignición.

Todos estos cuerpos arden en presencia del oxígeno, con llama deslumbradora, combinándose con el oxígeno y originándose respectivamente, anhídrido carbónico, anhídrido sulfúrico, anhídrido fosfórico, óxido de magnesio y óxido férrico. ¿Se ha notado alguna diferencia entre la forma como arde el azufre y el magnesio en el aire y en el oxígeno? ¿A qué se debe este fenómeno?

Nota. — En el frasco donde se produce la oxidación del hierro, debe dejarse en el fondo una capa de agua para evitar su rotura (ver fig. 39).

5º—*La función clorofílica de las plantas.*—Saturar el agua del recipiente de la fig. 40, con anhídrido carbónico, por ejemplo soplando con un tubo (el aire que expelemos contiene dicha sustancia); introducir unas ramitas de plantas acuáticas con hojas verdes, obturar el embudo y exponer el recipiente al sol. Observar la producción de un gas, recogerlo y comprobar que es oxígeno.

6º—*Obtención de indicadores naturales por decocción en agua de flores coloreadas.*—Según la estación elegir flores adecuadas, malvón, violetas, etc. y efectuar un cocimiento en agua; dejar enfriar, repartir en dos tubos, agregar respectivamente un ácido y un hidróxido y observar en cada caso el viraje ácido y alcalino, anotando el correspondiente tono de color. Comparar la sensibilidad de cada indicador, con la fenolftaleina y tornasol respectivamente.

7º.—*Como podemos obtener llama en el laboratorio si no dispusiéramos de fósforos.*—En una capsulita de porcelana se colocan unos cristales de permanganato de potasio y unas gotas de ácido sulfúrico concentrado; agítese bien con una varilla de vidrio y llévese la extremidad mojada de esta varilla sobre un algodón empapado en alcohol. Inmediatamente se inflama el alcohol. ¿Qué ha ocurrido? Sustancias como el permanganato de potasio se denominan *oxidantes* (por ejemplo, el bióxido de manganeso, el clorato de potasio, el nitrato de potasio, el cromato y el bicromato de potasio, el agua oxigenada, etc...).

CUESTIONARIO

1.—¿Cuál es la importancia del oxígeno en la naturaleza?

2.—¿Cuáles son las fuentes de obtención del oxígeno en el laboratorio y en la industria?

3.—¿Qué característica fundamental es la que distingue al oxígeno químicamente? ¿Cómo distinguiría una botella llena de oxígeno de una llena de aire?

4.—Defínase claramente a los siguientes términos: óxidos, anhídridos, hidróxidos, ácidos.

5.—¿Cómo se distinguen los ácidos de las bases?

6.—¿Qué se entiende por función química y grupo funcional? ¿Cuáles son las funciones químicas fundamentales de la química inorgánica? ¿Qué grupos funcionales caracterizan a los ácidos y a las bases?

7.—Defínanse a las sales.

8.—Explíquense los fundamentos de la nomenclatura química.

9.—¿Cómo se representan a las sustancias?

10.—¿Qué es una ecuación química? ¿Tienen relación con las ecuaciones matemáticas?

11.—Corregir las siguientes ecuaciones:

$$Na + O_2 \rightarrow Na_2O$$
$$P_4 + O_2 \rightarrow P_2O_5$$
$$P_2O_5 + H_2O \rightarrow PO_4H_3$$
$$Al_2O_3 + H_2O \rightarrow (HO)_3Al$$
$$SO_4H_2 + (HO)_3Fe \rightarrow (SO_4)_3Fe_2 + H_2O$$

12.—La teoría del flogisto. ¿En qué consiste? ¿Cuál fué su papel en la evolución de la química?

13.—Definir la ley de Lavoisier. ¿Qué importancia tuvo para la química?

14.—¿Cuándo se dice que existe una oxidación? Nombrar tres metales que no se oxidan al aire. ¿Por qué razón se ha generalizado el uso de metales cromados y niquelados?

15.—¿Cuándo se realiza una combustión? Deslindar el papel de los comburentes, los combustibles y del punto de inflamación. ¿Conoce algunas combustiones espontáneas? ¿Qué es una explosión? ¿Qué papel desempeñan las pantallas en las cocinas, los tirajes en las chimeneas y los fuelles en las fraguas?

16.—La respiración. ¿Es una combustión lenta o rápida? ¿Qué precauciones adoptan los aviadores cuando piensan alcanzar grandes alturas? ¿Por qué?

17.—¿Qué papel desempeñan las plantas en la purificación de la atmósfera? ¿Cómo se demuestra?

18.—¿Qué es el ozono? ¿Cómo se obtiene y cuáles son sus propiedades?

19.—Definir la alotropía y la atomicidad. ¿Qué relaciones existen entre ambas?

CAPÍTULO VI

EL HIDRÓGENO, LA REDUCCIÓN Y LA VALENCIA

Dónde se encuentra el hidrógeno.—Preparación.—Propiedades.—Reducción. —Hidrógeno atómico y molecular.—Nociones iniciales sobre valencia.— Representación de la valencia; fórmulas de constitución.—La noción de radical.—Rudimentos de análisis y de síntesis.—Experimentos.— Cuestionario.

63. Dónde se encuentra el hidrógeno.—Esta sustancia simple fué descubierta por el inglés H. Cavendish (1731-1810). Su nombre le fué dado por Lavoisier (quiere decir: "engendro agua").

No es muy frecuente encontrarlo en estado libre, salvo en ciertos gases naturales que se desprenden de algunos volcanes y fuentes de petróleo. En la atmósfera, y principalmente en las capas superiores (debido a su bajo peso específico), se encuentra en pequeñas cantidades. Llamas gigantescas de hidrógeno incandescente de más de 100.000 kilómetros de altura aparecen como prominencias en la superficie del Sol. Forma parte del gas del alumbrado y del llamado gas de agua (38 % de H^2). Abunda mucho en estado de combinación, pues forma parte del agua, de los ácidos, de las bases y de numerosas sustancias orgánicas.

64. Preparación.—Dos fuentes principales tiene esta sustancia simple: el agua y los ácidos.

a) *Preparación a partir del agua.*—Los metales en frío (K, Na, Ca) o en caliente (Mg, Fe, Ni, Co, Zn, etc.) reaccionan con el agua, dando un óxido y desprendiendo gas hidrógeno[1]. En general, ocurre lo siguiente:

$$\text{Metal} + \text{Agua} \longrightarrow \text{óxido} + \text{hidrógeno}$$

Cuando se aprovecha la acción de los metales en caliente, la reacción es reversible. Así, si se hace pasar una corriente de vapor de agua sobre hilos de hierro colocados en un tubo de porcelana esmaltada (para eliminar su porosidad) calentado al rojo, se forma uno de los óxidos del hierro, el óxido salino o magnético Fe^3O^4 y se recoge hidrógeno:

[1] El Cu y los metales nobles no descomponen el agua a ninguna temperatura.

$$3\ Fe + 4\ H_2O \rightleftarrows Fe_3O_4 + 4\ H_2$$

Esta reacción se realiza a la temperatura ordinaria con ciertos metales que tienen mayor afinidad por el oxígeno del agua que el hierro, llegando a ser tan violenta con el potasio que

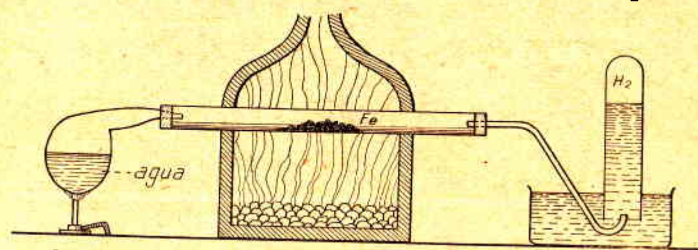


Fig. 41.—Descomposición del vapor de agua por los metales (Fe).

la elevación de temperatura provoca la inflamación del hidrógeno. En estos casos no se forma óxido, sino hidróxido. Por ej., con el sodio:

$$2\ Na + 2\ H_2O \longrightarrow 2\ HONa + H_2$$

Un procedimiento industrial económico consiste en obtener el hidrógeno por purificación del combustible llamado *gas de agua* (mezcla de H_2, OC y CO_2), el cual, a su vez, se obtiene haciendo pasar el vapor de agua sobre carbón enrojecido [1].

$$C + H_2O \longrightarrow \underset{\text{óxido de carbono}}{OC} + H_2$$

$$C + 2\ H_2O \longrightarrow \underset{\text{anhídrido carbónico}}{CO_2} + 2\ H_2$$

Una fuente importante de obtención del hidrógeno, es la descomposición del agua por la electricidad, como se hace en la industria (ver pág. 118, electrólisis del agua).

b) *Preparación a partir de los ácidos.*—En el laboratorio se prepara cómodamente el hidrógeno, haciendo actuar ciertos metales sobre los ácidos.

metal + ácido ⟶ sal de metal + hidrógeno

En frío, por reacción del ácido sulfúrico o clorhídrico diluído con el Zn o el Fe, se obtiene el hidrógeno.

$$\underset{\text{ácido sulfúrico}}{SO_4H_2} + Fe \longrightarrow \underset{\text{sulfato ferroso}}{SO_4Fe} + H_2$$

$$\underset{\text{ácido clorhídico}}{2\ ClH} + Zn \longrightarrow \underset{\text{cloruro de cinc}}{Cl_2\ Zn} + H_2$$

[1] El gas de agua se hace pasar a 500o C sobre una mezcla de óxidos de hierro, cromo y torio que acelera la reacción (catálisis), con lo cual el OC se oxida transformándose en CO_2, que luego es separado mediante burbujeo a presión a través de agua.

Cuando en los laboratorios se desea una producción continua y prolongada de un gas, que se produce a la temperatura ordinaria, p. ej. de hidrógeno, se usan aparatos especiales como el de Kipp (fig. 42). El metal (Zn o Fe) se coloca en la bola superior del recipiente B y se mantiene en su sitio por una tela de cobre o un trozo de caucho.

El ácido se vierte en el embudo A, que se ajusta en B por un cierre esmerilado. Cuando se abre la llave R, el ácido sube en B y ataca el metal; cerrando R, los gases, que siguen produciéndose, rechazan el ácido, que vuelve a reunirse en A, interrumpiéndose la reacción, que en cualquier momento se reinicia con sólo volver a abrir R.

La industria ofrece el hidrógeno comprimido en cilindros de acero, como los que hemos señalado para el oxígeno.

65. Propiedades.—Los caracteres organolépticos del hidrógeno son: gas incoloro, inodoro e insípido. Propiedades físicas más salientes del hidrógeno: *es la más liviana de las sustancias conocidas* [1]. Es sumamente difusible, pasando fácilmente a través de paredes o membranas porosas, por lo cual también tiende a escaparse aún por las más pequeñas de las aberturas. Esto explica por qué un globito de caucho lleno de hidrógeno se desinfla a través de sus ataduras más rápidamente que otro inflado con gas de alumbrado.

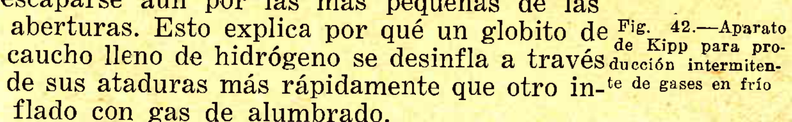


Fig. 42.—Aparato de Kipp para producción intermitente de gases en frío

La solubilidad del hidrógeno en el agua es pequeña (2 % de su volumen) y menor de la que corresponde al oxígeno.

Se conoce el *hidrógeno líquido* y el *hidrógeno sólido*, ambos incoloros. Es uno de los gases más difíciles de licuar (temperatura crítica, —234°C; punto de ebullición —250°C). Cuando se evapora rápidamente el hidrógeno líquido, una parte se congela dando hidrógeno sólido.

La propiedad química fundamental del hidrógeno es *su afinidad por el oxígeno*, con el cual se combina para formar agua:

$$2\ H_2 + O_2 \longrightarrow 2\ H_2O$$

[1] La *aeronáutica*, que nació con el vuelo de los aeróstatos, más livianos que el aire (globos inflados, al principio, con aire caliente), recibió un gran impulso cuando se aprovechó la extrema liviandad del gas hidrógeno. Es sabido que esta sustancia es la que llena a los dirigibles, a pesar de que su inflamabilidad los hace peligrosos, por lo cual se ha propuesto reemplazarlo por gases inertes (helio).

La reacción con el gas oxígeno puede hacerse de dos maneras: por explosión o por combustión. Si se mezclan los dos gases en la proporción de 2 volúmenes de hidrógeno y 1 volumen de oxígeno *(mezcla detonante)* y se calienta a unos 600°C, se produce una violenta explosión. En cambio, cuando se acerca una llama a la extremidad del tubo de salida de un aparato productor de hidrógeno (previamente debe desalojarse el aire interior) este gas arde tranquilamente, con llama apenas visible, y si se recubre con una campana fría se condensan gotitas de agua. De esta manera se demuestra que el hidrógeno es combustible, con producción de gran cantidad de calor en el *soplete oxhídrico* se alcanza una temperatura de 2.600°).

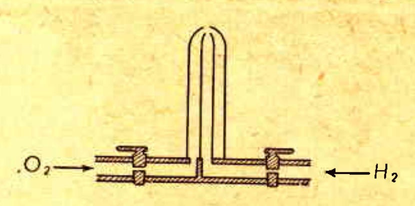


Fig. 43.—Soplete oxhídrico.

También tiene afinidad por otros elementos. Si se mezclan gas cloro e hidrógeno, en la oscuridad no ocurre prácticamente nada, mientras que expuestos a la luz solar se combinan con explosión para dar ácido clorhídrico ($Cl_2 + H_2 \rightarrow 2\ Cl\ H$). En ciertas condiciones se combina con el nitrógeno para dar amoníaco, y con el azufre para dar ácido sulfhídrico.

Los *usos* del hidrógeno en la industria se han multiplicado en los últimos años. El soplete oxhídrico ya hace mucho que es de utilización corriente para fundir y soldar metales por la alta temperatura que se logra al quemar el hidrógeno y el oxígeno, gases que son conducidos por tubos separados y que se unen en un único tubo de salida, donde se produce la combustión (fig. 43). Grandes cantidades de este gas se emplean para endurecer a aceites de poco uso, transformándolos en grasas sólidas que sirven como substitutos de la grasa de cerdo o para la fabricación de bujías esteáricas o jabones. También empléase el hidrógeno a presión (p. ej., en Alemania) para obtener la nafta sintética a partir del carbón.

66. Reducción.—La afinidad del hidrógeno hacia el oxígeno es tan grande que puede quitar este elemento de sus compuestos. Por ejemplo, con ciertos óxidos reacciona dando

óxidos + hidrógeno ⟶ metal + agua

Como vemos, es un proceso inverso al que hemos relatado para preparar el hidrógeno a partir del agua y de los metales. V. gr.:

$$\underset{\text{óxido cúprico}}{OCu} + H_2 \longrightarrow Cu + H_2O$$

Esta reacción no ocurre con todos los óxidos. Es negativa con los óxidos de Al, de Mg, de Ca, de Na, de K, etc., mientras que con los óxidos de Ag o de Au ya se verifica a la temperatura de 0° C.

Cuando el hidrógeno se combina con el oxígeno de una sustancia compuesta separándolo bajo la forma de agua, se dice que esta sustancia se ha *reducido*. Generalizando, se denomina *reducción* a la operación química que tiene por objeto quitar, en parte o totalmente, el oxígeno de un compuesto. Las sustancias que logran este propósito se llaman *agentes reductores*, o simplemente *reductores*. Tienen este carácter, además del hidrógeno, el carbono, el óxido de carbono (CO), el gas sulfuroso (SO_2), los metales, etc.

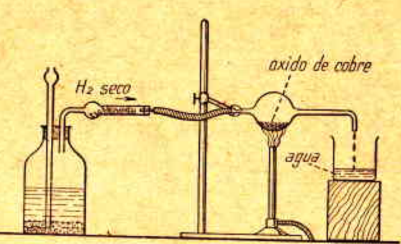


Fig. 44.—Reducción del óxido de cobre mediante el hidrógeno.

Ya antes hemos definido la oxidación como una combinación de un elemento con el oxígeno. En la ecuación última el hidrógeno, al reducir, ha sido oxidado, mientras que el óxido de cobre se ha reducido, oxidando al hidrógeno. *La reducción está siempre acompañada por una oxidación.* Si una sustancia es reducida, lo hace a expensas de otra que se oxida.[1]

67. Hidrógeno atómico y molecular.—Se facilita mucho la acción reductora del hidrógeno si se produce en el mismo medio donde se quiere hacer la reducción: es el llamado *hidrógeno naciente*. Se interpreta su gran actividad admitiendo que en el momento de la producción aun no se hallan los átomos del H formando las moléculas correspondientes H_2 relativamente estables, sino que se encuentran como *hidrógeno atómico* más apto para entrar en reacción.

H	H_2
Hidrógeno atómico o naciente	Hidrógeno molecular

Se puede obtener hidrógeno naciente por la acción de las amalgamas de Al o de Na sobre el agua, o del Zn o Al en polvo fino sobre soda, o bien haciendo actuar los metales sobre ácidos.

Recientemente ha descubierto el norteamericano Lang-

[1] En realidad, los conceptos de oxidación y reducción son más generales y no tan limitados como en los casos vistos, que realmente debieran designarse como *oxigenaciones* y *desoxigenaciones*.

muir que puede obtenerse el hidrógeno atómico por disociación del hidrógeno molecular.

$$H_2 \rightleftarrows 2\ H$$

mediante las altas temperaturas del arco eléctrico. Al volver a combinarse se produce una extraordinaria temperatura (unos 4000° C), que se aprovecha para fundir y soldar metales *(soplete de hidrógeno atómico).* [1]

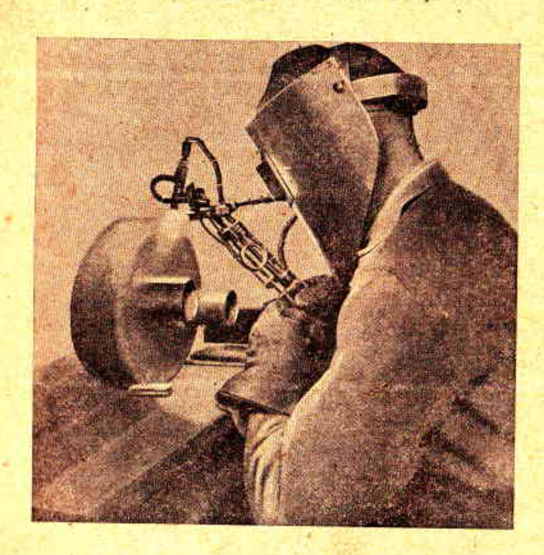


Fig. 44 bis.—Soplete de hidrógeno atómico.

Pueden fácilmente comprobarse las diferencias entre hidrógeno atómico e hidrógeno molecular, viendo cómo el primero se apodera en frío del oxígeno del permanganato de potasio (sustancia oxidante), decolorándolo, o bien reduce las sales de plata, mientras que estas acciones no son ejercidas por el hidrógeno molecular.

68. Nociones iniciales sobre valencia.— Si un átomo de hidrógeno es atraído por otro átomo del mismo elemento, ¿por qué razón sólo pueden formarse moléculas H_2?; ¿por qué la capacidad de combinación del hidrógeno consigo mismo se agota cuando se han unido dos átomos? Todo ocurre como si, buscando una comparación, cada átomo de hidrógeno fuera una especie de organismo con una sola mano; desde que esa "mano" se ha tomado con otra, la capacidad de unión de dicho átomo se ha agotado, y ya esos dos átomos con sus manos estrechadas forman una unidad (la molécula) [2].

[1] Esta llama permite proteger a los mecanismos de las modernas heladeras eléctricas, haciendo una soldadura impecable de una cubierta protectora de acero, con lo que se evitan durante mucho tiempo los desperfectos. También se emplea este soplete para soldar piezas metálicas con cobre en forma perfecta sin posibilidades de fisuras o grietas. Las soldaduras son firmes, tanto por la temperatura de la llama como por ser ésta reductora, impidiendo la formación de óxidos.

[2] Claro está que nadie imaginará que realmente existen manecillas o ganchitos en los átomos, si bien las fuerzas de afinidad que los unen desempeñan una misión equivalente.

Veamos algunas combinaciones hidrogenadas de los elementos:

ClH	H_2O	NH_3	CH_4
ácido clorhídrico	agua	amoníaco	metano o gas de los pantanos

Como vemos, el cloro tiene la misma capacidad de combinación *(valencia* o *cuantivalencia)* que el hidrógeno; esta capacidad es doble para el oxígeno, triple para el nitrógeno, cuádruple para el carbono, etc. Todo sucede, volviendo a la comparación anterior, como si el oxígeno poseyera dos manecillas o ganchitos, el nitrógeno tres, el carbono cuatro, etc.

Habiéndose observado que la capacidad de combinación del hidrógeno es la más débil, se la ha tomado como *valencia-unidad.* De acuerdo con este criterio se dirá que el H y el Cl son *monovalentes*, el O es *bivalente*, el N es *trivalente*, el C es *tetravalente*, etc.

Si esta noción es exacta, pueden los átomos de igual valencia reemplazarse o sustituirse en las moléculas, siempre que haya afinidad *(regla de la sustitución).* Es lo que ocurre con los siguientes compuestos que forma el cloro con el metano por sustitución del hidrógeno:

$CH_3.Cl$	$CH_2.Cl_2$	$CH.Cl_3$	CCl_4
cloruro de metilo o monoclorometano	diclorometano	cloroformo o triclorometano	tetracloruro de carbono

En el mismo metano podríamos sustituir cada dos átomos de H con un átomo de un elemento bivalente (oxígeno), o bien con uno trivalente (N) y otro monovalente (H), o uno bivalente (O) y dos monovalentes (Cl), como puede verse en estos ejemplos:

CH_2O	CO_2	CNH	$COCl_2$
formaldehido o formol	anhídrido carbónico	ácido cianhídrico	cloruro de carbonilo o gas fosgeno

Para establecer la valencia de los elementos, generalmente se ha estudiado la capacidad de combinación con respecto al hidrógeno, verificando la composición química de los compuestos hidrogenados. Pero para cuando no es posible la combinación con el hidrógeno o es muy difícil (p. ej., la mayoría de los metales), se han estudiado los compuestos clorados. De esta manera puede decirse:

> *Valencia* de un elemento es su valor o capacidad de combinación frente al hidrógeno o al cloro. Indica cuántos átomos de hidrógeno o de cloro pueden combinarse con un átomo del elemento considerado.

VALENCIA DE ALGUNOS ELEMENTOS COMUNES

METALES

MONOVALENTES	BIVALENTES	TRIVALENTES	TETRAVALENTES
Hidrógeno ... H	*Calcio* .... Ca	*Aluminio* ... Al	*Estaño* (compuestos estannicos) ...... $\overset{\text{IV}}{\text{Sn}}$
Sodio .... Na	*Magnesio* ... Mg	*Hierro* (compuestos férricos) $\overset{\text{III}}{\text{Fe}}$	
Potasio ..... K	*Cinc* .... Zn		
Plata .... Ag	*Plomo* ...... Pb		
Mercurio (compuestos mercuriosos) ...... $\overset{\text{I}}{\text{Hg}}$	*Mercurio* (compuestos mercúricos) ...... $\overset{\text{II}}{\text{Hg}}$		
Cobre (compuestos cuprosos) $\overset{\text{I}}{\text{Cu}}$	*Cobre* (compuestos cúpricos) $\overset{\text{II}}{\text{Cu}}$		
	Hierro (compuestos ferrosos) $\overset{\text{II}}{\text{Fe}}$		
	Estaño (compuestos estannosos) ...... $\overset{\text{II}}{\text{Sn}}$		

NO METALES (METALOIDES)

MONOVALENTES	BIVALENTES	TRIVALENTES	TETRAVALENTES	PENTAVALENTES
Cloro ... $\overset{\text{I}}{\text{Cl}}$*	*Oxígeno* .. O	*Fósforo* .. $\overset{\text{III}}{\text{P}}$	*Carbono* .. C	*Nitrógeno* . $\overset{\text{V}}{\text{N}}$
Bromo .. Br	*Azufre* ... $\overset{\text{II}}{\text{S}}$	*Nitrógeno*. $\overset{\text{III}}{\text{N}}$	*Silicio* ... Si	*Fósforo* .. $\overset{\text{V}}{\text{P}}$
Yodo I		*Arsénico* (compuestos arseniosos). $\overset{\text{III}}{\text{As}}$	*Azufre* ... $\overset{\text{IV}}{\text{S}}$	*Arsénico* (compuestos arsénicos). $\overset{\text{V}}{\text{As}}$
Flúor ... F		*Antimonio* (compuestos antimoniosos) .... $\overset{\text{III}}{\text{Sb}}$		*Antimonio* (compuestos antimónicos) $\overset{\text{V}}{\text{Sb}}$
		Boro .... B		HEXAVALENTE
				Azufre ... $\overset{\text{VI}}{\text{S}}$

La valencia máxima que puede encontrarse en los elementos es el valor siete. Así, p. ej., el manganeso en la molécula de permanganato de potasio es heptavalente. En cam-

* El cloro puede también ser trivalente, pentavalente y heptavalente (ver el capítulo de los elementos halógenos); entre los metales, el manganeso puede ser bi, tri, tetra, hexa y heptavalente; etc. El arsénico y el antimonio son elementos de transición entre los metales y los no metales (ver pág. 255).

bio, existen elementos cuya afinidad para unirse con los demás es nula, por lo cual se los considera como *cerovalentes* o *nulivalentes*. Son los llamados *gases raros* o *gases nobles*, que en pequeña proporción se hallan en el aire. Una de estas sustancias es el helio, que se usa en Estados Unidos para inflar los dirigibles, con lo cual se evita el peligro de las explosiones que produce el hidrógeno al formar mezclas detonantes (recuérdese el desastre del Zeppelin Hindenburg).

Existen elementos que poseen *valencia fija*, como el H, el Na, el K, el O,[1] etc.; mientras que otros presentan *valencia variable*, como el hierro que puede ser di y trivalente; el azufre que puede ser di, tetra y hexavalente; etc.

OFe óxido ferroso — O_3Fe_2 óxido férrico

SH_2 hidrógeno sulfurado — SO_2 anhídrido sulfuroso — SO_3 anhídrido sulfúrico

Los *fenómenos de óxido-reducción* se caracterizan por un *cambio de valencia* operado en los elementos de esta segunda categoría, ocurriendo generalmente un aumento de valencia en las oxidaciones (pasaje de óxido ferroso a óxido férrico, de anhídrido sulfuroso a anhídrido sulfúrico, etc.) y una disminución de la valencia en las reducciones (p. ej., pasaje de óxido férrico a hierro metálico, es decir de valencia tres a valencia cero)[2].

En resumen: los elementos no se unen entre sí de manera arbitraria, sino según los valores de su valencia o capacidad de combinación. Esta noción esencial de la química fué introducida por el inglés Frankland (1825-1899), precisada por el francés Gerhardt al adoptar el hidrógeno como elemento de comparación, y ha tenido un éxito formidable en la química orgánica, sobre todo después de sentada la tan fecunda hipótesis del carbono tetravalente por el alemán Kekulé (en 1858).

69. Representación de la valencia; fórmulas de constitución.—Para tener una idea gráfica de cómo se unen entre sí los átomos en las moléculas, se ha supuesto que las fuerzas de ligazón entre los átomos no se ejercen en todas las direcciones, sino en direcciones privilegiadas, cual si fueran verdaderas "líneas de fuerza" que salen del átomo y que se simbolizan por trazos rectos, cuyo número es igual a la valencia. Si partimos de la fórmula química y representamos la manera en que están unidos los diversos átomos mediante líneas imaginarias de fuerza, establecemos lo que se llama *fórmula de constitución* o *desarrollada*. Las moléculas de las sustancias simples podrían representarse:

H—H hidrógeno — Cl—Cl cloro — O=O oxígeno — O(—O—)O ozono — N≡N nitrógeno

[1] En algunos casos excepcionales el O funciona como tetravalente (sales de oxonio).
[2] Para un concepto más general y correcto de la valencia y de la óxido-reducción, ver págs. 243, 337 y 338.

y en el caso de sustancias compuestas:

Fórmula	Nombre
Cl — H	ácido clorhídrico
$O<^{H}_{H}$	agua
H–N(–H)–H	amoníaco
H–C(H)(H)–H	metano
O=C=O	anhídrido carbónico
S = Fe	sulfuro de hierro
Fe(=O)–O–Fe(=O)	óxido férrico

Debe recordarse que estos esquemas son *representaciones convencionales*, que no tienen la pretensión de darnos una idea de la forma real de las moléculas. Son, en cambio, sumamente útiles para la interpretación de los hechos y deben considerarse como verdaderas proyecciones en el plano de la disposición real de los átomos en el espacio. El tema del arreglo en el espacio de los átomos en las moléculas, constituye una rama interesante de la química, la *estereoquímica*, fundada por Le Bel y Van't Hoff en 1874; las representaciones estereoquímicas son diferentes y más complejas que las fórmulas desarrolladas. En la actualidad, la estereoquímica no dispone solamente de concepciones teóricas, sino que puede verse la situación de los átomos dentro de la molécula, mediante el efecto Laue (ver § 181), y que ha generalizado sus esquemas a toda la química.

69 bis. — Reglas para las aplicaciones de la valencia a la escritura de las fórmulas químicas. — Cuando queremos escribir la fórmula de una sustancia, debemos recordar la valencia de los elementos que integran su composición. Nos guiaremos por las siguientes reglas:

1) Cuando dos elementos que poseen la misma valencia se unen para formar un compuesto, *deben combinarse átomo por átomo;* ej.: Cl H, O Cu, S Fe, etc.

2) Cuando dos elementos que tienen diferentes valencias se unen para formar un compuesto, se combinan de tal manera que *el total de las valencias de uno de los elementos, es igual al total de valencias del otro.* Ej.: H_2O, Cl_3Al, CO_2, etc.

70. La noción de radical.—Se llaman *radicales*, a ciertos grupos de átomos cuyas valencias no han sido satisfechas y que pueden pasar de una a otra molécula en las reacciones químicas. Si a la molécula de agua se le quita un átomo de hidrógeno queda el radical *oxhidrilo* o *hidroxilo* HO, con una valencia libre, y que es característico de ciertas sustancias (bases, fenoles, alcoholes, etc.).

ALGUNOS RADICALES COMUNES

MONOVALENTES	BIVALENTES	TRIVALENTES	TETRAVALENTES
Oxhídrilo ... HO	Carbonilo ... CO	Fosfatos .... PO_4	Ortosilicato . SiO_4
Amonio .... NH_4	Sulfato .... SO_4	Fosfitos .... PO_3	
Cianógeno ... CN	Carbonato ... CO_3	Arsenitos .. AsO_3	
Nitrato .... NO_3	Sulfurilo .. SO_2	Arseniatos . AsO_4	
Azotilo o nitrito o nitro-grupo NO_2	Sulfito .... SO_3		
Nitrosilo .... NO	Metasilicato . SiO_3		
Bicarbonato CO_3H			

En general, no existen los radicales en estado de libertad. Pero hay *sustancias con valencia no saturada*, que se caracterizan por un gran poder de reacción.

CO	NO	NO_2
(óxido de carbono)	(óxido nítrico)	(peróxido de nitrógeno)

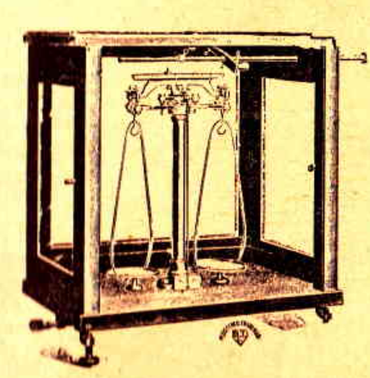
El óxido de carbono, el óxido nítrico y el peróxido de nitrógeno nada tienen que ver con el carbonilo, con el nitrosilo y con el azotilo, que forman parte de distintas moléculas, así como son dos cosas distintas el elemento oxígeno y la sustancia simple oxígeno.

71. Rudimentos de análisis y síntesis.—El objeto de la *investigación científica* en la química es clasificar los materiales del mundo físico, extraer las distintas especies químicas, averiguar los elementos componentes de las mismas y su modo probable de formación, así como las leyes que rigen a los fenómenos químicos. Es fundamental en estos trabajos conocer la *composición química* de las sustancias, o sea, cuáles son los elementos componentes y en qué proporción se hallan representados en las moléculas.

Dos caminos experimentales se abren ante el investigador: el análisis y la síntesis.

El *análisis químico* tiene por objeto averiguar cuáles son los componentes de los productos naturales o artificiales y en qué proporción, con respecto al conjunto, se hallan representados. Así, en las reacciones por descomposición, como es el ejemplo de la disociación del óxido de mercurio, se realiza un verdadero análisis de esta sustancia.

El análisis químico *(química analítica)* puede, a su vez, ser *cualitativo*, cuando sólo se propone conocer la calidad, la naturaleza de los componentes (cuáles son), o *cuantitativo* cuando establece las proporciones en que se hallan en un cierto peso o volumen del producto. Esa proporción, generalmente, se expresa en *gramos por cien gramos* (tanto por ciento o porcentaje, %) en las muestras sólidas, y en *centímetros cúbicos o en gramos por litro* en las muestras líquidas o gaseosas (tanto por mil en peso o en volumen, ‰). Instrumento esencial para el análisis cuantitativo es la balanza de precisión, exacta y capaz de acusar hasta 1/10 de mgr.


Fig. 45.—Balanza de precisión.

La tarea del *analizador* es muy compleja, pues, en primer término, debe saber separar los componentes de las mezclas tratando de aislar las distintas fases y aún aislar las especies químicas *(análisis inmediato)*, para

luego conocer los elementos que componen cada especie química (*análisis elemental*).

De cualquier manera, basado en las propiedades de las sustancias, el químico hace actuar soluciones de naturaleza conocida, los *reactivos*, capaces de dar una reacción característica (gas, coloración o precipitado) con el constituyente que se busca. Así, el precipitado blanco que se forma por la adición de NO_3Ag (reactivo) a una solución, es característico del ácido clorhídrico y de los cloruros. A su vez, las reacciones pueden verificarse por *vía seca* (ensayos pirognósticos, método térmico) o por *vía húmeda* (pág. 47). Cuando acercamos una astillita encendida a un tubo de ensayo con oxígeno y comprobamos que se aviva la combustión, así como cuando descomponemos el óxido de mercurio, realizamos un ensayo por vía seca. Cuando reconocemos los cloruros por el nitrato de plata verificamos una prueba por vía húmeda.

El análisis químico es uno de los instrumentos más poderosos de la investigación y uno de los más grandes factores del progreso científico. Muchísimos problemas resuelve la química analítica. Mediante ella, el químico controla sus experimentos; el industrial conoce la marcha de la fabricación y su rendimiento, así como la utilidad de las materias primas empleadas; el comerciante o el Estado sabe el valor de las mercaderías; el agrónomo valora los suelos, los abonos, los granos, etc.; el higienista busca los fraudes y falsificaciones de los alimentos y de las bebidas, así como las sustancias tóxicas, y comprueba el estado sanitario del aire y de las aguas; el biólogo investiga en la orina, la sangre, los tejidos, las materias fecales, etc., para buscar síntomas que puedan auxiliar la tarea del médico, etc.

La *síntesis*, es un conjunto de operaciones de finalidad inversa a las del análisis químico, pues consiste en formar las sustancias combinando sus constituyentes. Efectuamos una síntesis cuando combinamos el azufre con el hierro para formar sulfuro de hierro, o el hidrógeno con el oxígeno para formar el agua. No hay duda que esta operación nos permite establecer o confirmar la composición química de una sustancia.

La síntesis ha sido un instrumento trascendental en el progreso de la química, principalmente en el campo de la química orgánica. En este terreno destácase netamente la figura del francés Marcelino Berthelot (1827-1907), así como la admirable escuela alemana (Liebig, Fischer, Baeyer, Willstätter, etc.). Son numerosos los *productos artificiales* o *sintéticos* que han hecho famoso este procedimiento: el alcohol metílico, el alcohol común, el ácido acético, y el alcanfor de síntesis; las resinas, los colorantes, los perfumes, los combustibles, los explosivos, los abonos y los medicamentos sintéticos. Todo esto representa un progreso, pero a veces significa una competencia despiadada para industrias muy antiguas. La fabricación de la alizarina sintética ha obligado a suspender sus actividades a los agricultores franceses de granza o rubia tintórea; el índigo sintético ha reemplazado al natural de la India; los abonos nitrogenados sintéticos comienzan a competir fuertemente con el nitrato de Chile; el alcanfor sintético ya concurre en buenas condiciones con el alcanfor natural de Japón, etc.

EXPERIMENTOS

1º—*Obtención y propiedades del hidrógeno.*—En un tubo de ensayo con un tapón y un tubo de desprendimiento introducir unas granallas de cinc y ácido sulfúrico diluído; de inmediato se produce el desprendimiento del hidrógeno observable por las numerosas burbujas gaseosas que se desprenden. Recibiendo el gas en un tubo de ensayo invertido, y acercándolo varias veces a la llama de un pico de Bunsen, se producen detonaciones más o menos intensas, según la proporción de hidrógeno que se ha mezclado con el aire del tubo.

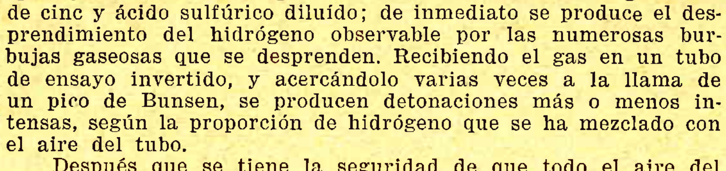


Fig. 45 bis. — Producción del hidrógeno

Después que se tiene la seguridad de que todo el aire del interior del tubo de ensayo ha sido desalojado, encender el H aproximando una llama al extremo del tubo de desprendimiento; la llama es casi incolora al principio, aunque luego el vidrio le comunica un color amarillo (por el sodio que contiene el vidrio). Cubriendo la llama con un tubo de ensayo invertido bien seco, se condensan sobre las paredes de éste, pequeñas gotitas de agua, resultante de la combustión (agua sintética).

Si en lugar de tubo de ensayo se introducen tubos abiertos en los dos extremos y de distinto diámetro, se producen sonidos variables (armónica química).

Interpretar las reacciones producidas.

2º—*El Hidrógeno es más liviano que el aire.*—Por medio de un generador de Kipp u otro aparato productor de hidrógeno, hacer burbujear el gas sobre agua jabonosa (sirven muy bien las pipas ordinarias de yeso); las pompas de jabón una vez formadas, ascienden rápidamente, con lo que se comprueba su bajo peso específico; aproximando una llama cuando están subiendo se enciende rápidamente el gas inflamable.

Fig. 46. — Demostración de la liviandad del hidrógeno.

3º—*Hidrógeno atómico y molecular.* — En el tubo de ensayo conteniendo cinc y ácido sulfúrico diluído, agregar unas gotas de permanganato de potasio; la solución se decolora inmediatamente (gran poder reductor del hidrógeno atómico o naciente); cerrar el tubo de ensayo con un tubo de desprendimiento y hacer burbujear el gas en otro tubo de ensayo conteniendo solución de permanganato de potasio; el color de ésta se mantiene inalterable (la energía química del hidrógeno molecular, no es suficiente para reducir y, por consiguiente, no decolora al permanganato).

Interpretar gráficamente el hidrógeno atómico y molecular. Generalizar la intensificación de la actividad química a los demás elementos al estado naciente, en particular al oxígeno.

CUESTIONARIO

1.—¿Dónde se encuentra el hidrógeno y cómo puede obtenérselo? ¿Qué relación existe entre el hidrógeno y los ácidos?

2.—Describir las propiedades fundamentales del hidrógeno. ¿Por qué se ha elegido este gas para llenar los globos y dirigibles? ¿Qué pe-

ligro tiene este gas en aeronáutica? ¿Qué otro gas se ha preconizado para evitar los accidentes del hidrógeno? ¿En qué consiste el soplete oxhídrico?

3.—¿Cuándo se dice que hay una reducción? Dar ejemplos. ¿Qué relación tiene la reducción con la oxidación?

4.—¿Cuál es más activo, el hidrógeno atómico o el molecular? ¿Qué es el soplete de hidrógeno atómico?

5.—Definir la valencia de los elementos. ¿Hay elementos que no poseen valencia conocida?

6.—¿Para qué sirven las fórmulas de constitución de las sustancias?

7.—¿Qué es un radical?

8.—Definir el análisis y la síntesis química. ¿Cuál es el papel que desempeñan?

EJERCICIOS

1.—Escriba las fórmulas de los siguientes óxidos: óxido de mercurio, óxido de cinc, óxido de aluminio, óxido de magnesio, óxido de calcio.

2.—Escriba las fórmulas de los siguientes hidróxidos: hidróxido de potasio, hidróxido de sodio, hidróxido de aluminio, hidróxido de calcio, hidróxido de magnesio.

3.—Escriba las fórmulas de las siguientes sales: cloruro de cinc, sulfato de sodio, cloruro de potasio, carbonato de calcio, cloruro de aluminio, nitrato de plata.

4.—Corregir las siguientes fórmulas: Cl_2Ag; Al_4O_2; NO_3Ca; SO_4Na; CO_3Mg_2; $(HO)Al$.

CAPÍTULO VII

EL AGUA.—LA ELECTRÓLISIS Y LA TEORÍA IONICA

Importancia del agua y su estado natural.—Agua potable.—Aguas minerales.—Aguas para usos industriales.— Agua destilada.—Agua de imbición, de interposición, de cristalización y de constitución.—Composición química del agua.—Propiedades del agua.—Hielo.—Acción de la electricidad sobre las sustancias; la electrólisis.—Leyes de Faraday.—Teoría iónica.—La electrólisis del agua.—Nuevas definiciones de los ácidos, bases y sales.—Agua oxigenada.—Catálisis.—Experimentos.—Cuestionario.

72. Importancia del agua y su estado natural.—El agua es una sustancia de gran difusión en la naturaleza: las 2/3 partes de la superficie terrestre están cubiertas por las aguas (hidrosfera). La masa más considerable de agua natural está formada por el *agua de mar,* cuyo sabor salado se debe a la fuerte proporción de sales disueltas (principalmente ClNa). El *agua de lluvia* (agua meteórica), formada por la condensación en la atmósfera del vapor de agua proveniente de las aguas terrestres y marinas, es el agente principal de disgregación de los materiales del suelo. Desde lo alto de las montañas se precipita, arrastrando consigo cuanto se opone a su paso, yendo a los puntos más bajos, dirigiéndose al mar: son las *aguas terrestres* (aguas telúricas), de los ríos y de los pozos. Éstas, en parte, penetran en el suelo, más o menos profundamente, para luego resurgir en la superficie, sea bajo la forma de *fuentes* de aguas frías, de origen superficial, o bien como *fuentes termales* (con temperatura superior a la normal) que son de origen profundo: son las *aguas minerales* que por la diversa calidad y cantidad de sales disueltas reciben variadas aplicaciones como aguas de mesa o aguas curativas.

Hemos bosquejado el *ciclo del agua* en la naturaleza, que en última instancia débese a la acción de los rayos solares provocadores de su evaporación.

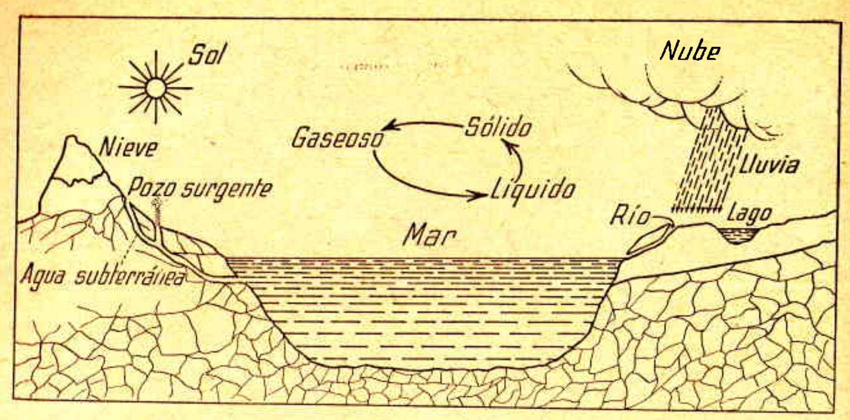


Fig. 47.—Ciclo del agua en la naturaleza.

Aún más: el agua entra en la composición del organismo humano en la proporción del 70 %; su presencia es absolutamente indispensable para la vida de los animales y las plantas. Ya sabemos qué sucede con las plantas que no disponen de humedad o con los organismos que sufren la *sed*.

Nuestras bebidas y alimentos contienen gran proporción de agua: la leche un 87 %; ciertas frutas hasta 95 % (p. ej.: los tomates) y, en general, los tejidos vegetales poseen de 50 a 76 % de agua; la carne, de 70 a 80 %; etc.

73. Agua potable.—El agua es un alimento indispensable para nuestro organismo. De aquí el interés grande que prestan las autoridades sanitarias a su elección mediante un análisis (químico y bacteriológico), y a su purificación, pues no todos las aguas son aptas para la alimentación o *potables*.

El agua potable no es una substancia pura, sino una solución que contiene pequeñas cantidades de aire disuelto (como se comprueba por las burbujas que se desprenden calentando el agua por debajo de su temperatura de ebullición) y también pequeñas cantidades de diversas sales, como cloruros, bicarbonatos, sulfatos, etc., de sodio, de calcio, de magnesio, etc. (Puede demostrarse esto por el *residuo fijo* que se forma al evaporar una porción en un vidrio de reloj y por el precipitado blanco de ClAg que dan cuando se tratan con unas gotas de solución de NO_3Ag). La falta de esas sustancias disueltas las haría ingratas al gusto, indigestas, y perderían algunos de sus valores alimenticios (su contenido salino). En cambio, un exceso de sustancias disueltas, principalmente sales de Ca y de Mg (aguas crudas o duras), las hacen inapropiadas para la ali-

mentación, así como no serían adecuadas para cocer las legumbre, ni lavar la ropa, pues "cortarían" el jabón.

Las condiciones para considerar un agua como potable son:

1º—Debe ser límpida, sin color ni olor, fresca y con sabor muy suave y agradable.

2º—Debe contener aire disuelto, sino resulta indigesta. En los buques se destila el agua de mar para obtener agua potable, pero es necesario orearla mediante una agitación enérgica antes de servirla.

3º—Debe contener pocas sales disueltas. Los higienistas dan un límite al residuo fijo de las aguas, en general, no debiendo pasar de 0,5 g por litro. Con muchas sales disueltas, predominando las de Ca y Mg, son las *aguas crudas* o *duras;* con muchos cloruros, las *aguas saladas;* con mucho sulfato de calcio, las *aguas selenitosas,* y con mucho bicarbonato de calcio, las *aguas incrustantes,* peligrosas por la costra o incrustación que forman en el interior de las calderas y que puede provocar violentas explosiones.

4º—Debe cocer las legumbres y disolver el jabón sin formar grumos. Esto es lo mismo que decir que las proporciones de sales de Ca y Mg no deben pasar de ciertos límites. Cantidades excesivas de estas sales dan con la legúmina una combinación insoluble, que impide la penetración del agua al interior de los granos, así como precipitan con los ácidos grasos del jabón (lo "cortan"), impidiéndole formar espuma, índice de su poder para limpiar.

5º—Puede contener apenas una ínfima cantidad de materia orgánica y no debe contener una proporción sensible de nitratos ni nitritos. El hallazgo de estos constituyentes hace pensar en una contaminación con sustancias animales o vegetales en plena descomposición.

6º—El agua potable no debe contener sino muy pocos microorganismos (microbios), y ninguno que sea patógeno, vale decir, productor de enfermedades. La presencia de los microbios del cólera, de la fiebre tifoidea y paratifoidea, de la colibacilosis, etc., es suficiente para rechazar un agua.

El agua potable más pura es la que recorre los terrenos más antiguos, como el granito, fluyendo del terreno en ciertos lugares, los *manantiales,* o bien transcurriendo en la profundidad del mismo, formando *napas.* En estos últimos casos es menester buscar el agua haciendo perforaciones: es el *agua de pozo.*

El origen frecuente de muchas aguas potables es el agua de los ríos y de los lagos. La de la ciudad de Buenos Aires se

extrae del río de la Plata, purificándola para eliminar principalmente las sustancias en suspensión que la enturbian.

El proceso de la extracción y purificación del agua del Río de la Plata destinada al consumo de la ciudad de Buenos Aires, se hace en varias fases en el establecimiento Palermo de las Obras Sanitarias de la Nación: a) *captación* mediante dos torres de toma que se internan a unos 300 metros de la orilla y que actúan por un sistema de bombas aspirantes; b) *decantación*, inyectándole previamente un coagulante (sulfato de aluminio) que por hidrolisis da alúmina coloidal que arrastra y transforma a las partículas coloidales (micelas) en una suspensión sedimentable por la acción de la gravedad; c) *alcalinización*, por agregado de agua de cal que neutraliza la acidez engendrada al actuar el coagulante; d) *precloración*, que se opera simultáneamente con la operación anterior, inyectando pequeña cantidad de cloro gaseoso que, por sus propiedades bactericidas, elimina gran parte de los gérmenes; e) *filtración*, haciendo pasar el agua que viene de los decantadores, por filtros (formados por una capa de arena superpuesta a un lecho de cantos rodados) que clarifican completamente al agua; f) *cloración*, inyectando nuevamente gas cloro que da agua bacteriológicamente pura. De aquí, las bombas impelentes envían el agua a la red de distribución, y pasa a los depósitos o torres que alimentan los grifos domiciliarios.

74. Aguas minerales.—Son aquellas aguas naturales, no contaminadas, que por su temperatura, por la variedad y cantidad de las sustancias disueltas o por sus propiedades físicas (emanaciones radioactivas) pueden ejercer cierta acción curativa. Cuando surgen de las fuentes o manantiales a temperatura superior a 20° C, se denominan *aguas termales*.

Nuestro país es sumamente rico en aguas minerales, sea de las llamadas *de mesa*, que se usan sencillamente en la alimentación, en dietas especiales para ciertos enfermos, como de las *curativas*, que producen efectos terapéuticos en algunas enfermedades. Existen aguas minerales de los tipos más variados, que pueden competir, y con ventaja, con las más famosas del mundo.

Veamos las principales. Las *termas de Cacheuta* (provincia de Mendoza) ofrecen aguas clorosulfatadas débiles, cálcicas, litínicas, notablemente radioactivas y termales (temperatura, 48° C), que se utilizan en la medicación antirreumática y antiartrítica. Las fuentes de *Puente del Inca* (provincia de Mendoza), dan aguas cloruradas, sódicas y sulfatadas, algo radioactivas, que gozan de mucha fama como reconstituyentes en los enfermos de sífilis, en ciertos reumáticos, en dispépticos y colíticos. Las aguas termominerales de *Villavicencio* (Pcia. de Mendoza) son bicarbonatadas, sódicas, litinadas y ligeramente radioactivas; son famosas como excelentes aguas de mesa, tan buenas como las renombradas de Vichy, (Francia). La estación balnearia de *Rosario de la Frontera* (Pcia. de Salta), es conocida por sus fuentes de aguas minerales de tipos diversos, generalmente clorosulfatadas, sirviendo algunas como agua de mesa (agua Palau), otras como purgantes y otras son termales (temperatura hasta 85° C) y radioactivas. En Santiago del Estero se encuentran las *termas de Río Hondo*, donde hay aguas termales, algo radioactivas y del tipo bicarbonatado ferruginoso; acuden enfermos reumáticos, gotosos, del hígado, de la piel, neurasténicos, etc. Son notables las *termas de Copahués* (gobernación del Neuquén), por la gran diversidad de aguas minerales: termales (alcanzan temperaturas próximas a los 100° C), alcalinas, ácidas, sulfurosas, ferruginosas, etc. Debemos citar además, *los baños de los Reyes*, en Jujuy (aguas sulfatadas sódicas); las *termas de Hualfin*, en Catamarca; las *termas de Mazán*, en La Rioja; el agua del río *Mina Clavero* (débilmente mineralizada, tiene virtudes diuréticas) y muchas otras (Saldán, San Salvador, etc.) en la provincia de Córdoba; la *Hedionda de Jachal* (agua sulfurosa, apta para las enfermedades de la piel), así como las de *Pismanta* y *La Laja*, en la provincia de San Juan; el agua de *Los Gauchos* (fuertemente mineralizada, con ioduros y bromuros, y termal con unos 80° C de temperatura), de la *laguna Epecuén* (gran cantidad de sales, sobre todo de sulfato de sodio), y el *agua Copelina* (para mesa, bicarbonatada sódica y radioactiva), son representantes de las numerosas que brinda la provincia de Buenos Aires.

74 bis. Aguas para usos industriales.—El agua representa en la industria un factor poderoso e indispensable en la generación de energía mecánica o eléctrica, al transformarse en vapor a presión en el interior de las calderas. Pero debido a su propiedad de ser el disolvente universal por excelencia, es imposible encontrar agua pura en la naturaleza, llevando comúnmente una gran cantidad de sustancias en disolución y en cantidades variables según su origen; p. ej.: puede tener: carbonatos, sulfatos y silicatos de calcio y magnesio, etc.

Estas sustancias se introducen en la caldera con el agua de alimentación, y como la evaporación ocasiona una concentración progresiva, precipitan y dan lugar a la formación de *incrustaciones* sobre las superficies metálicas de evaporación, lo cual significa un peligro para la continuidad y seguridad de operación, ya que son numerosas las calderas que han explotado por tal causa.

La solución de este problema consiste no sólo en la elección del agua a utilizar, sino en tratarla químicamente para evitar la formación de sales incrustantes: este tema interesante, ha sido encarado en estos últimos años con criterio científico, descartando las teorías empíricas, sustentadas y propaladas en muchos casos por fabricantes de compuestos de incrustantes, interesados generalmente tan sólo en la faz comercial del asunto. Los tratamientos químicos consisten en el agregado de sustancias que precipiten las sales incrustantes del agua natural, removiendo, además, los depósitos de sales ya formados: son los *desincrustantes;* o bien la utilización de productos orgánicos que impidan la adherencia de los precipitados sobre el metal: son los *antiincrustantes;* o en dos métodos combinados.

Entre los desincrustantes más utilizados se encuentran el carbonato de sodio, hidróxido de calcio, hidróxido de sodio y sobre todo el fosfato de sodio, este último utilizado con gran éxito en la mayoría de las instalaciones de calderas donde el factor seguridad es de gran importancia. El fosfato de sodio, que se adiciona en cantidades perfectamente conocidas, previo análisis del agua, precipita los bicarbonatos de calcio y magnesio como fosfatos de las mismas bases, (no incrustantes), como también convierte el sulfato de calcio en sulfato de sodio (soluble) y en fosfato de calcio; en las reacciones anteriores, se origina, además, una pequeña cantidad de carbonato de sodio haciendo alcalina el agua, sirviendo al mismo tiempo para neutralizar el ácido carbónico libre expulsado del agua por acción del calor.

$$3(CO_3H)_2Ca + 2PO_4Na_3 \rightarrow 3CO_3Na_2 + (PO_4)_2Ca_3 + 3CO_2 + 3H_2O$$

Entre los antiincrustantes más empleados se encuentra el tanino (ácido tánico) y las materias amiláceas (almidón, féculas, etc.); estas sustancias forman con el agua una disolución coloidal que por su gran superficie de contacto coagulan y absorben las sales incrustantes impidiendo o retardando la formación de depósitos cristalinos sobre las partes metálicas de la caldera; al quedar en estado de suspensión, pueden ser eliminadas de la misma por medio de extracciones o purgas periódicas.

75. Agua destilada.—De las aguas naturales, que son so-

luciones, puede obtenerse el *agua pura* (especie química) por medio de la *destilación*, que permite separar todas las sustancias disueltas en aquélla. Esta operación consiste en provocar, mediante el calor, la evaporación del agua contenida en un balón o en una retorta, y condensar el vapor en un recipiente enfriado, con lo cual, cualquiera que sea el agua empleada, siempre se obtendrá la misma sustancia: el *agua destilada*. Si evaporamos este líquido, no se obtiene ningún residuo fijo; y si buscamos la presencia de los cloruros mediante el nitrato de plata, no se formará ningún precipitado.

En la industria o en el laboratorio, se emplean aparatos especiales de destilación, los *alambiques*, que constan de tres partes: la caldera o retorta, el refrigerante (generalmente en forma de serpentina) y el recipiente colector.

La destilación no sólo se utiliza para obtener el agua pura, sino que es un medio para la obtención de gran número de sustancias en estado de pureza. Puede distinguirse la *destilación seca*, donde en realidad se provoca sobre materiales sólidos calentados en retortas, una serie de racciones químicas (destilación de la madera, obtención del gas de alumbrado, etc.), de la *destilación propiamente dicha o líquida*, que es una operación física de separación (rectificación del alcohol, obtención de las esencias florales, purificación de ésteres, etc.). Los alquimistas de la Edad Media empleaban mucho esta importante operación para separar y purificar sustancias. Tal importancia se dió a este descubrimiento, cuyo autor se desconoce, que la *retorta*, el primitivo aparato de destilación, es el emblema de la Química.

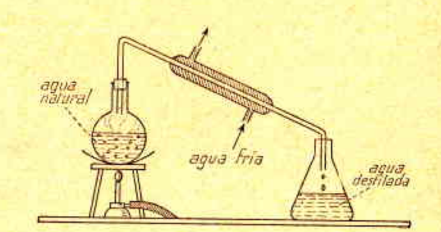


Fig. 48.—Obtención de agua destilada.

76. Agua de imbibición, de interposición, de cristalización y de constitución.—Cuando se abandona en la atmósfera una sustancia sólida, en su superficie se condensa vapor de agua, que está adherida físicamente y que puede fácilmente sustraerse mediante el calor de una estufa (p. ej., 100° C); es el *agua de imbibición* o *humedad*. La proporción de humedad de las substancias aumenta con el grado de división de éstas (mayor superficie). En los polvos es mayor que cuando una sustancia se presenta en cristales más o menos grandes.

Numerosas sustancias, muy solubles en el agua, se humedecen hasta terminar por liquidarse: son las *sustancias higroscópicas* (de higros, humedad, y skopeiner, ver), que cuando son sólidas se denominan *delicuescentes*. Se utilizan por su poder deshidratante (avidez hacia el agua) para secar los

gases. Ejemplos: el cloruro de calcio anhidro, sólido blanco, y el ácido sulfúrico concentrado, líquido incoloro, aceitoso.

Hay sustancias cristalinas que, secadas a la estufa, si luego se calientan en un tubo de ensayo seco, estallan con relativa violencia y chocan contra las paredes del tubito, produciendo una suerte de chisporroteo que se conoce con el nombre de *crepitación*. Esta propiedad puede comprobarse en la sal de cocina (cloruro sódico, ClNa). El fenómeno se debe a la dilatación brusca de pequeñísima cantidad de agua, encerrada entre las caras de los cristalillos microscópicos de cuya unión se forman los grandes cristales: es el *agua de interposición*.

Pero existen aún muchas sales, que, si bien completamente secas, contienen, sin embargo, grandes cantidades de agua. que la acción del calor seco logra evidenciar. Así, si tomamos unos cristales de soda cristalizada (carbonato de sodio) o de boráx y los calentamos en un tubo de ensayo seco, notaremos un gran desprendimiento de vapor de agua (62,93 % para la soda) y al mismo tiempo se observa que dichas sustancias pierden la forma cristalina y se reducen a un polvo fino (sustancias anhidras). Ya no podríamos atribuir a la humedad el agua separada. Esta agua, que es necesaria para la existencia del estado cristalino de muchas sustancias, recibe el nombre de *agua de cristalización*.

Las sales que presentan esta característica se llaman *sales hidratadas* o, simplemente, *hidratos*. Las bases suelen denominarse hidratos; su nombre correcto es el de hidróxidos.

La constancia de la composición de los hidratos y el calor desprendido al formarse, inducen a creer que estamos en presencia de verdaderas combinaciones químicas *(combinaciones moleculares)*. Ejemplos:

Carbonato de sodio cristalizado	CO_3Na_2, 10 H_2O
Bórax (borato de sodio cristalizado)	$B_4O_7Na_2$, 10 H_2O
Alumbre ordinario	$(SO_4)_2AlK$, 12 H_2O
Sal inglesa (sulfato de magnesia crist.) ..	SO_4Mg, 7 H_2O

El pasaje de sal anhidra a sal hidratada, o bien el fenómeno inverso, en muchos casos se revela por un cambio de color (ver experimento nº 4, pág. 123).

Muchos hidratos pierden agua a la temperatura ambiente, y con ello su aspecto cristalino, opacificándose *(eflorescencia)*. Es lo que ocurre, p. ej., con el carbonato de sodio cristalizado.

Respondiendo a una idea anticuada, que se remonta a los tiempos de Berzelius (mitad del siglo pasado), a veces suele darse el nombre de *agua de constitución*, o de *combinación*, a aquella cantidad de agua sólidamente unida en una combinación, que condiciona y determina la constitución de la sustancia y por cuya pérdida ésta experimenta una alteración pro-

funda. Así se decía que el agua se unía con los óxidos dando verdaderos hidratos de óxidos (bases), y con los anhídridos dando hidratos de anhídridos (ácidos). Ejemplos:

$$OK_2 + H_2O \longrightarrow H_2O.OK_2$$
$$SO_3 + H_2O \longrightarrow SO_3.H_2O$$

Pero hoy sabemos que el agua no está contenida como tal en estas combinaciones, solo fijándose los elementos del agua, formándose grupos hidróxilos o bien hidrógenos ácidos

$$OK_2 + H_2O \longrightarrow 2\ HO.K$$
$$SO_3 + H_2O \longrightarrow SO_4H_2$$

77. Composición química del agua.—Para Aristóteles, el agua era uno de los cuatro "elementos" de cuyas mezclas o combinaciones resultaban todas las sustancias conocidas [1].

El agua es una sustancia compuesta de hidrógeno y oxígeno. Su composición puede conocerse por el análisis (hecho por primera vez por Lavoisier) y por la síntesis (la realizaron en primer término Humbold y Gay Lussac). Cavendish entrevió su verdadera composición.

a) *Análisis del agua.* Varios procedimientos pueden seguirse (descomposición del vapor de agua por los metales, disociación del vapor de agua a 1300°C y separación de los gases resultantes aprovechando la diferente difusibilidad, etc.), pero el más ilustrativo es el análisis realizado por intermedio de la electricidad. Si se hace pasar la corriente eléctrica continua (baterias de pilas o acumulador) por agua ligeramente acidulada mediante el ácido sulfúrico o alcalinizada por la soda cáustica o que lleva disuelta una pequeña cantidad de sulfato de sodio, se nota el desprendimiento de burbujas gaseosas en cada una de las chapitas de platino por donde entra o sale la corriente eléctrica (electrodos): se puede reconocer que en el polo negativo se recoge hidrógeno, cuyo volumen es doble que el del oxígeno recogido en la campanita del polo positivo.

En este aparato llamado *voltámetro* (en honor a Volta, el inventor de la pila eléctrica) la corriente eléctrica ha actuado como si disociara el agua en sus dos sustancias simples componentes.

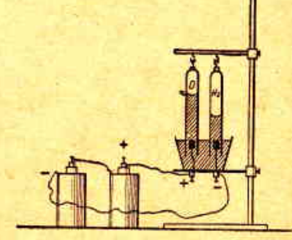


Fig. 49.—Análisis del agua mediante el voltámetro.

b) *Síntesis del agua.*—Ahora coloquemos una mezcla de dos volúmenes de hidrógeno con un volumen de oxígeno dentro de una campana graduada de vidrio resistente, en cuyo extremo superior se han soldado dos alambrecitos de platino *h* y *h'*, y que posee en la parte inferior un dis-

[1] Los cuatro elementos aristotélicos eran: el agua, el aire, el fuego y la tierra.

positivo de cierre hermético. Comuniquemos los hilos *h* y *h'* con los polos de una bobina de Ruhmkorff y hagamos saltar la chispa. Se produce una brusca elevación de temperatura. Quitando el tapón B, el mercurio se precipita en el interior de este aparato llamado *eudiómetro,* y, en lugar de la mezcla gaseosa primitiva, sólo quedan unas gotitas de agua. Si variáramos las proporciones de los gases de esta mezcla, siempre sobraría uno de ellos. De modo que para formar el agua se requieren dos volúmenes de gas hidrógeno y un volumen de gas oxígeno. Partiendo de estos hechos se ha llegado a establecer la fórmula química del agua: H_2O.

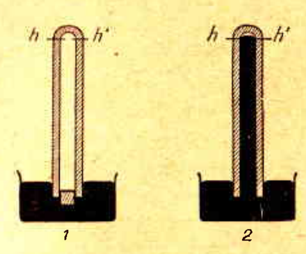


Fig. 50.—Síntesis del agua mediante el eudiómetro.

78. Propiedades del agua.—El agua es un líquido incoloro, inodoro e insípido. A la presión normal se congela a 0° C. (hielo) y a 100° C. se transforma en vapor (vapor de agua). Un litro de agua produce cerca de 1700 litros de vapor de agua a la presión ordinaria.

El agua en estado líquido presenta una propiedad excepcional: calentándola entre 0° y 4° disminuye de volumen, y sólo a mayor temperatura comienza a dilatarse, por lo cual su *densidad* = 1 se toma a 4° C. (máximo de densidad del agua). Este hecho, así como muchos otros, han hecho pensar que el agua no es una sustancia formada por moléculas de una única especie, sino por mezcla de por lo menos tres clases de moléculas en equilibrio:

$$\underset{\text{hidrol}}{6\ H_2O} \rightleftarrows \underset{\text{bihidrol}}{3(H_2O)_2} \rightleftarrows \underset{\text{trihidrol}}{2(H_2O)_3}$$

El vapor de agua contendría principalmente moléculas de hidrol, mientras que en el hielo privaría el trihidrol. Duclaux opina que si las moléculas de agua no estuvieran asociadas, el agua líquida recién se formaría a una temperatura inferior a 100° C bajo cero. ¡Qué distinta sería la Tierra en tal caso!

El *calor específico* del agua es igual a 1 (para calentar 1 kg. de agua de 0° a 1° se necesita una caloría). Esta constante posee un valor superior al de las demás sustancias, a excepción del hidrógeno. Esto explica el poder regulador del agua en los llamados climas marítimos; las oscilaciones de las temperaturas, tanto diarias como anuales, tienen menor amplitud en los climas marítimos que en los continentales. De noche, y en invierno, el mar actúa como un almacén de calor; de día, y en verano, como un almacén de frío.

La propiedad principal del agua, que explica su papel fundamental en los fenómenos químicos, es su gran *poder disol-*

vente. Químicamente considerada, el agua es el prototipo de las *sustancias neutras,* a pesar de lo cual en muchos casos actúa combinándose con distintas sustancias (formación de los ácidos y de las bases, de los hidratos, descomposición en frío o en caliente con los metales, saponificación de los ésteres, hidrólisis de ciertas sales, etc.).

En grandes espesores, el agua presenta color azul, como ocurre con el agua de mar a suficiente distancia de la costa (de allí el color azul marino). Se acepta hoy, para explicarlo, la teoría de Raman, según la cual, la agitación constante de las moléculas de un líquido produce variaciones incesantes en su composición o en la densidad. Estas fluctuaciones dan al líquido una cierta heterogeneidad, sólo sensible en grandes masas, favoreciendo la difusión de una luz azul debido a un fenómeno parecido al efecto Tyndall (ver pág. 38).

79. Hielo.—Llevada a cero grado, el agua se convierte en sustancia sólida: el hielo. Durante esta transformación, la densidad del agua pasa de 0,9998 a 0,918, o sea que se produce una dilatación (10 litros de agua se convierten en 11 litros de hielo), hecho, en cierto modo, curioso.

Estas diferencias de densidad dan la razón por la cual el hielo flota en los mares (témpanos), así como la dilatación del agua al congelarse explica la erosión que provoca el hielo sobre el suelo, llegando a agrietar y aun a romper las rocas más duras.

El hielo es una sustancia microcristalina, que cristaliza en el sistema hexagonal, como puede comprobarse recogiendo copos de nieve o de escarcha en un paño negro y observándolo con una lente de aumento (flores de hielo, muy hermosas).

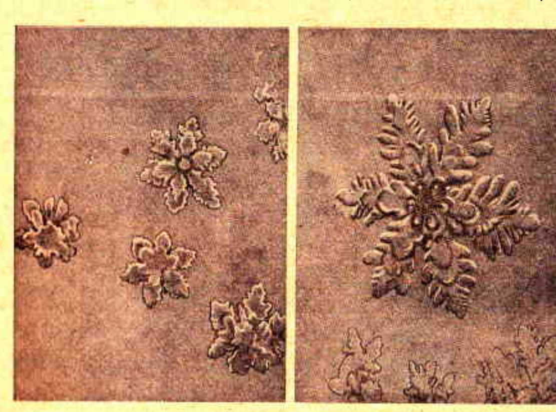


Fig. 51.—Flores de hielo (cristales de hielo amplificados).

Interesante es el fenómeno del *rehielo.* Si se aplica un alambre que lleve en sus extremos cuerpos pesados, se rompen en dicho sitio los microcristales, que en parte funden; el agua de fusión llena los intersticios entre los fragmentos y, escapando en parte a la presión, vuelve a congelar, soldando los trozos que habían sido cortados; esto quiere decir que el hilo metálico pasará a través del hielo sin dividirlo en dos tro-

zos. El hielo se comporta, entonces, como si fuera una sustancia plástica, pastosa, lo cual explica el movimiento de los glaciares, que desde lo alto de las montañas van descendiendo paulatinamente hacia los valles inferiores, pues la presión de las capas superiores hace fundir a las inferiores.

La *fabricación del hielo* se funda en aprovechar el enfriamiento que produce la evaporación de ciertas sustancias.

Una caldera llena de amoníaco líquido (NH_3) está enlazada con la tubería de aspiración de una bomba aspirante-impelente (compresor). Esta tubería está formada por un serpentín sumergido en el agua salada (incongelable) en un gran recipiente (sistema refrigerante) en el cual están colocados los depósitos, 1, 2, 3, 4, que tienen agua potable. La depresión producida por la bomba en el momento de la aspiración provoca la ebullición del amoníaco, cuyos vapores fríos hacen disminuir la temperatura del agua salada hasta congelar el agua potable. Cuando la bomba actúa como impelente, comprime los vapores de NH_3, que se licúan en otro refrigerante y se devuelven a la caldera a través de la válvula *v.*

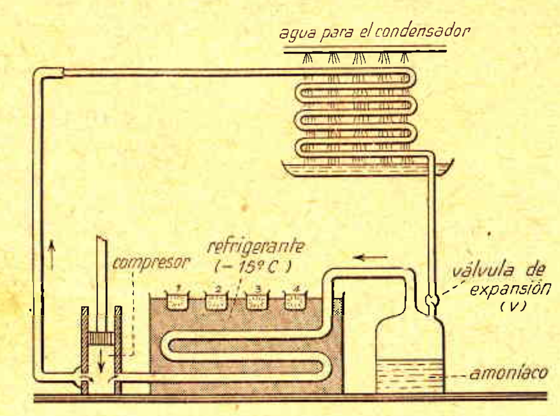


Fig. 51 bis.—Esquema de la fabricación del hielo.

En este mismo principio se fundan las *máquinas frigoríficas,* hoy tan generalizadas en distintas industrias y comercios, así como en las casas familiares (heladeras eléctricas), que se utilizan para conservar los alimentos y bebidas (el frío detiene o retarda la putrefacciones y fermentaciones anormales). Pero en esas máquinas no se emplea el amoníaco, sino principalmente el anhídrido sulfuroso, el anhídrido carbónico o el cloruro de metilo.

80. Acción de la electricidad sobre las sustancias; la electrólisis.—Si tratamos de ver en qué manera conducen la corriente eléctrica las diversas sustancias, formaremos tres grandes agrupaciones:

1º *Sustancias no conductoras* (aislantes), como son: el agua pura, el alcohol, la bencina, las soluciones de azúcar, etc.;

2º *Conductores de primera clase o metálicos* (los meta-

les, el grafito, etc.), que dejan pasar la corriente eléctrica sin sufrir ninguna alteración;

3º *Conductores de segunda clase o electrólitos* (soluciones acuosas de ácidos, bases y sales, sales fundidas, etc.) que conducen la corriente eléctrica descomponiéndose; el experimento del análisis del agua mediante el voltámetro es un ejemplo de esta conducción electrolítica.

El fenómeno de la descomposición de las sustancias electrolíticas al ser atravesadas por la corriente eléctrica recibe el nombre de *electrólisis*. Las placas metálicas por donde entra o sale la corriente eléctrica se llaman *electrodos*, llamándose *ánodo* al polo positivo y *cátodo* al polo negativo, Al pasar la corriente eléctrica continua (baterías de pilas o acumuladores), una de las partes de la sustancia electrolítica se dirige al cátodo (los metales y el hidrógeno), mientras que la otra parte se dirige al ánodo (los metaloides, combinados o no con el oxígeno o con otros elementos). Aplicando el principio fundamental de la electroestática (electricidades del mismo signo se repelen; electricidades de signos contrarios se atraen), sacamos ya de estos hechos una consecuencia fundamental:

1º *El hidrógeno y los metales son electropositivos;*

2º *Los metaloides son electronegativos.*

En realidad, deberíamos afirmar que la parte básica de una sal es electropositiva (óxido metálico), mientras que la parte ácida es electronegativa (anhídrido metaloídico). Estos hechos fueron hallados por el inglés Humphry Davy (1778-1829), quién además comprobó que *todos los ácidos sometidos a la electrólisis separan hidrógeno en el cátodo*, mientras que al ánodo se dirige el resto o *radical ácido*, que en algunos casos posee oxígeno *(oxiácidos)*, mientras que en otros casos no está presente este elemento *(hidrácidos)*. Para Davy, el elemento fundamental y característico de los ácidos era el *hidrógeno*, demostrando en sus experimentos el error que había cometido Lavoisier cuando consideró que el oxígeno desempeñaba este papel.

81. Leyes de Faraday.—El gran físico-químico inglés Miguel Faraday, descubrió en 1830 importantes leyes relacionadas con el fenómeno de la electrólisis, que definiremos de esta manera:

1º—La cantidad de electrólito descompuesto durante la electrólisis, es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que pasa por la solución. Así, 10 columbios [1] depositarán en el cátodo 5 veces más cobre que 2 culombios.



Fig. 52.—Miguel Faraday (1791-1867).

[1] El culombio es la unidad de cantidad de electricidad.

2º—El pasaje de un culombio por las soluciones de electrólitos neutraliza (deposita o desprenden), en el respectivo electrodo, una cantidad fija y característica del elemento o radical electropositivo o electronegativo, que se llama *equivalente electroquímico.*

Algunos equivalentes electroquímicos

Hidrógeno	0,0104 mg	Cloro	0,368 mg
Plata	1,118 mg	Cobre..	0,329 mg

Estas leyes son de las más exactas que se conocen, y han tenido una importancia considerable, pues han dado los primeros indicios seguros de las siguientes concepciones que posteriormente comprobó la investigación científica: la materia debe tener una naturaleza eléctrica, puesto que la electricidad llega a influir sobre las combinaciones químicas; la estructura de la materia ha de ser discontinua, corpuscular, pues ante el pasaje de una misma cantidad de electricidad, se descompone una cantidad de electrólito relacionada con un peso característico de cada elemento (los corpúsculos han de tener un peso particular para cada uno de ellos) y, posiblemente, la misma electricidad ha de poseer una estructura discontinua.

No estamos en condiciones de precisar más e interpretar las leyes de Faraday, que pueden enunciarse de diversas maneras, y que modernamente se resumen en una sola: *El número de equivalentes de los iones de un electrólito neutralizados en los electrodos, es exactamente proporcional a la cantidad de electricidad que pasa por la superficie electródica.* Si llamamos A al peso-gramo-iónico, *n* el número de valencia del ión considerado, *F* una cantidad constante de 96 500 culombios, *i* el número de amperios (culombios por segundo) que pasan durante el tiempo *t* (en segundos); el peso *m* de ión separado en el electrodo, está dado por la fórmula:

$$m = \frac{A}{n.F} \times i \times t$$

El cociente $\frac{A}{n.F}$ es el *equivalente electroquímico;* el cociente $\frac{A}{n}$ e el llamado *equivalente químico*, que es la cantidad de *ión* neutralizado en un electrodo cuando pasan 96.500 culombios por el mismo.

82. Teoría iónica.—Los fenómenos de la electrólisis fueron explicados satisfactoriamente por la *teoría iónica* planteada por el sueco Svante Arrhenius en 1887, teoría que tiene una importancia considerable en la química.



Fig. 53. — Svante Arrhenius (1859-1927).

Esta teoría puede enunciarse de la siguiente manera:

Al disolver un electrólito (ácido, hidróxido o sal) *en el agua, se disocia en partículas electrizadas llamadas* **iones**, *sin que tenga que intervenir la corriente eléctrica.* De estos iones, unos están cargados de electricidad positiva, por lo cual se dirigen al polo negativo o cátodo: son los *cationes;* y otros están cargados de electricidad negativa, por lo cual, durante la electrólisis se dirigen al polo positivo o ánodo: son los *aniones.* El número de cargas eléctricas que posee un ion mide su *valencia iónica o electrovalencia.*

EJEMPLOS DE IONES

Cationes	Aniones
H^+	HO^-
Ag^+	Cl^-
Na^+	NO_3^-
Ca^{++}	$SO_4^=$
Cu^{++}	$CO_3^=$
Zn^{++}	$S^=$
Fe^{+++}	$PO_4^≡$

Cuando se disuelve cloruro de sodio (sal de cocina) en el agua, se ioniza, dando:

$$ClNa \longrightarrow Cl^- + Na^+$$

El anión Cl^- es una entidad distinta que el átomo del Cl o la molécula de Cl_2: son estados alotrópicos del elemento cloro. Lo mismo diremos del catión Na^+ comparado con el sodio metálico. Siendo, entonces, los iones distintos que los átomos y las moléculas, sus propiedades son también distintas. A pesar de estar electrizados, una solución electrolítica no manifiesta ningún fenómeno eléctrico, debido a que siempre existen igual número de cargas positivas y negativas que se neutralizan (electroneutralidad de las soluciones).

¿Qué ocurre durante la electrólisis? — Antes del pasaje de la corriente eléctrica, los iones se mueven libremente en el disolvente, como lo hacen las moléculas de los gases. En cuanto aplicamos la corriente(se cierra el circuito), los iones se

orientan por atracción electrostática de los electrodos, dirigiéndose los aniones al ánodo y los cationes al cátodo.

La corriente eléctrica pasa por la solución transportada por soportes materiales electrizados, que son los iones. Al llegar a los electrodos, se neutralizan, pierden cargas, con lo cual dejan de ser iones, cambiando radicalmente sus propiedades, y desprendiéndose sustancias que revelan la descomposición operada por la corriente eléctrica. Así, si sometemos a la electrólisis una solución de ácido clorhídrico, Cl H (ver fig. 54), mientras en el ánodo se desprende gas cloro, amarillo verdoso (Cl_2), en el cátodo se desprende gas hidrógeno, incoloro (H_2). La ionización del ácido clorhídrico se hace de esta manera.

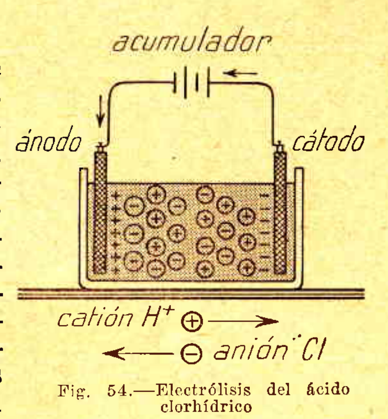


Fig. 54.—Electrólisis del ácido clorhídrico

$$ClH \longrightarrow Cl^- + H^+$$

y durante la neutralización electródica se tiene.

$$2\ H^+ + 2^- \longrightarrow H_2 \uparrow \text{ (proceso catódico)}$$
$$2\ Cl^- + 2^+ \longrightarrow Cl_2 \uparrow \text{ (proceso anódico)}$$

En la electrólisis debemos considerar dos características fundamentales: 1º Para iniciar la electrólisis debe existir para cada sustancia electrolítica una diferencia de potencial mínima (o voltaje) entre los electrodos (*potencial de descomposición*). 2º Por pequeña que sea la cantidad de electricidad que lleva la corriente eléctrica, la electrólisis se verifica.

El potencial de descomposición está en relación con la llamada *electroafinidad*, que es la fuerza por la cual un ión retiene sus cargas eléctricas. La carga eléctrica del catión Ag^+ es más fácil de separar (se necesita menor voltaje) que la del catión Cu^{++}, más difícil de separar es para el catión Zn^{++} y más aun para el Na^+. Esto quiere decir que la electroafinidad de estos cationes, colocados en orden creciente es: Ag^+, Cu^{++} Zn^{++}, Na^+ (ver esquema).

Fig. 55.—Electroafinidad de distintos metales.

La teoría iónica permite dilucidar la facilidad que tienen las sustancias disueltas para reaccionar, pues se trata de *reacciones ió-*

nicas, donde los iones reaccionan los unos sobre los otros, neutralizando sus cargas. Así, cuando precipitamos el cloruro de plata, efectuamos una neutralización de cargas eléctricas entre las del anión Cl^- del cloruro de sodio y las del catión Ag^+ del nitrato de plata:

$$\underbrace{NO_3^- + Ag^+} + \underbrace{Cl^- + Na^+} \longrightarrow Cl\,Ag \downarrow + \underbrace{NO_3^- + Na^+}$$

83. **La electrólisis del agua.**—En el análisis del agua por el voltámetro, hemos efectuado la *electrólisis del agua*, es decir, su descomposición en H_2 y O mediante la corriente eléctrica. Al efecto hemos indicado utilizar agua que contenga pequeña cantidad de un electrólito (ácido sulfúrico, soda cáustica, sulfato de sodio). ¿Cómo se interpreta su disociación?

a) *Caso del ácido sulfúrico diluído.* — Esta sustancia está ionizada en

$$SO_4H_2 \longrightarrow SO_4^{=} + 2\,H^+$$

Al llegar al cátodo los cationes se neutralizan desprendiendo gas hidrógeno:

$$2\,H^+ + 2^- \longrightarrow H_2 \uparrow$$

Los aniones $SO_4^{=}$ se neutralizan en el ánodo dando SO_4 inestable que reacciona con el agua regenerando SO_4H_2 y desprendiendo gas oxígeno [1]:

$$SO_4^{=} + 2^+ \longrightarrow SO_4$$
$$SO_4 + H_2O \longrightarrow SO_4H_2 + O\uparrow \qquad [I]$$

Las reacciones que se verifican entre los productos de la neutralización electródica y el agua, se denominan *reacciones secundarias*. — En definitiva, se obtienen dos volúmenes de gas hidrógeno y un volumen de gas oxígeno, por intermedio de la electrólisis del SO_4H_2 que, sin embargo, se regenera continuamente en el proceso; la fuente de producción de estos gases es el agua, que se consume en la reacción secundaria.

b) *Caso del hidróxido de sodio* (soda cáustica) Esta sustancia se ioniza dando:

$$HO\,Na \longrightarrow HO^- + Na^+$$

El catión Na^+ se neutraliza en el cátodo dando sodio metálico, que en presencia del agua reacciona (acción secundaria)

---

[1] La interpretación moderna es otra, pues intervienen los HO^- que en ínfima proporción contiene el agua:

$$2\,HO^- \longrightarrow H_2O + O + 2 \text{ electrones}$$

regenerando el hidróxido de sodio y desprendiendo gas hidrógeno.

$$2\,Na^+ + 2^- \longrightarrow 2\,Na \qquad [II]$$
$$2\,Na + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,HO\,Na + H_2\uparrow$$

En cambio, los aniones oxhídrilos se neutralizan en el ánodo, y dan H_2O y O_2:

$$2\,HO^- + 2^+ \longrightarrow H_2O + O\uparrow$$

Aquí también, la fuente de producción del H_2 y del O_2 es el agua, y el medio necesario para su obtención es la electrólisis del HONa, sustancia que no se consume en la operación.

c) *Caso del sulfato de sodio.*—La ionización de esta sustancia dá:

$$SO_4Na_2 \longrightarrow SO_4^{=} + 2\,Na^+$$

Estos iones, durante la electrólisis se neutralizan en los correspondientes electrodos y mediante las reacciones secundarias (I) y (II) se obtiene la descomposición del agua en 2 volúmenes de H_2 y 1 volumen de O_2.

Es decir, que la llamada electrólisis del agua es en realidad un proceso indirecto de descomposición, donde se verifica la electrólisis de los electrólitos añadidos, los cuales se regeneran, y da origen a la descomposición del agua por reacciones secundarias de orden químico.

84. **Nuevas definiciones de los ácidos, bases y sales.**—En la electrólisis del agua hemos contemplado la ionización de un ácido ($SO_4\,H_2$), de una base (HONa) y de una sal (SO_4Na_2). De modo parecido se conducen las demás sustancias del mismo tipo cuya definición va a continuación:

Un *ácido* es una sustancia cuya solución acuosa contiene *cationes de hidrógeno* (H^+). Ej.:

$$ClH \longrightarrow Cl^- + H^+$$
$$SO_4H_2 \longrightarrow SO_4^{=} + 2\,H^+$$
$$NO_3H \longrightarrow NO_3^- + H^+$$

Al catión hidrógeno (hidrogenión) deben las sustancias ácidas sus propiedades comunes (sabor agrio, virage de los indicadores, acción sobre los metales, etc.). Cuando las combinaciones hidrogenadas no presentan propiedades ácidas, quiere decir que no pueden ionizarse dando H^+. Debemos destacar de los ácidos una propiedad utilizada en la obtención del

gas hidrógeno. — *Los ácidos al actuar sobre ciertos metales (Zn, Al, Mg, etc.) ponen gas hidrógeno en libertad.* V. gr.:

$$2\ ClH + Zn \longrightarrow Cl_2Zn + H_2 \uparrow$$

De acuerdo con la teoría iónica pondríamos:

$$2\ H^+ + Zn \longrightarrow Zn^{++} + H_2$$

Siendo mayor la electroafinidad del Zn, éste toma las cargas del H^+ del ácido, el cual en estado neutro se desprende como gas.

Se define a las *bases* como electrólitos que en solución acuosa dan *aniones oxhidrilos*[1]. Ej.:

$$HONa \longrightarrow HO^- + Na^-$$
$$HOK \longrightarrow HO^- + K^+$$
$$(HO)_2Ca \longrightarrow 2\ HO^- + Ca^{++}$$

Son *sales* (únicamente las llamadas normales o neutras) aquellos electrólitos que en solución acuosa no dan ni cationes hidrógenos, ni aniones oxhídrilos. Como vemos, en las definiciones anteriores, sólo hemos considerado al agua como disolvente. En realidad valen para cualquier disolvente neutro.

85. Agua oxigenada.—Si se introduce en la llama de un mechero un serpentín metálico recorrido por una rápida corriente de agua fría, el hidrógeno del gas de alumbrado, al quemar se transformará en agua que se recoge en un recipiente; pero también se produce una nueva sustancia compuesta de H y de O en proporciones distintas a las del agua. Esta nueva sustancia se denomina *agua oxigenada*, poseyendo una doble proporción de oxígeno que el agua común, por lo cual puede considerarse el producto de la unión del oxígeno con el agua:

$$H_2O + O \longrightarrow H_2O_2$$

En realidad, tanto el agua como el agua oxigenada son *óxidos del hidrógeno*, y sus nombres correctos serían:

H_2O	H_2O_2
(protóxido de hidrógeno)	(peróxido de hidrógeno)

Industrialmente se obtiene el agua oxigenada haciendo reaccionar ácido sulfúrico diluído y frío sobre un polvo blanco llamado *bióxido de bario:*

[1] Como en la combinación de una base mediante un ácido siempre se obtiene sal y agua, se consideró al grupo HO como característico de las bases ($H_2O - H = HO$)

$$BaO_2 + SO_4H_2 \longrightarrow SO_4Ba + H_2O_2$$

Bióxido de Bario — Sulfato de Bario

El sulfato de bario es una precipitado blanco, insoluble, que se separa por filtración del agua oxigenada formada.[1]

El agua oxigenada que se expende en las farmacias es en realidad una solución acuosa al 3% en peso de peróxido de hidrógeno. Como por descomposición puede desprenderse hasta 10 veces su volumen de oxígeno, se denomina *agua oxigenada a 10 volúmenes.* Destilando al vacío, este producto se concentra y se obtiene un agua oxigenada a 100 volúmenes, denominada *perhidrol.*

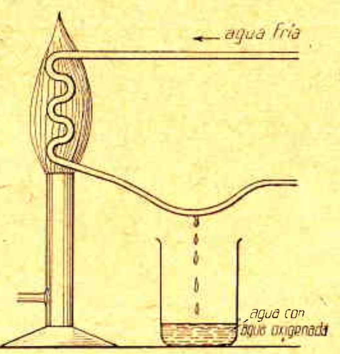


Fig. 56.—Formación del agua oxigenada.

El agua oxigenada es un líquido incoloro, aunque en grandes capas es azul; tiene mayor densidad que el agua y un olor particular que recuerda el del ozono.

Siendo un compuesto obtenido mediante una reacción endotérmica, es muy inestable descomponiéndose en:

$$H_2O_2 \longrightarrow H_2O + O$$

Esta producción de oxígeno explica que el agua oxigenada sea un *agente oxidante*, bastante enérgico, de modo que recibe aplicaciones como decolorante, desinfectante y conservador de ciertas sustancias alterables, así como reactivo químico de oxidación (pág. 123, Exp. 5º, c). Es conocido el uso que se hace del agua oxigenada para transformar los cabellos oscuros en rubios, para blanquear la paja, los tejidos, los huesos, el marfil, las plumas, etc.

86. Catálisis.—Al tratar de desinfectar una herida con agua oxigenada, se habrá observado como se forma una espuma blanca: son innumerables burbujas de oxígeno que se desprenden al descomponerse este medicamento por el contacto de determinadas sustancias (catalasas) de la sangre y de los tejidos.

Si añadimos al agua oxigenada ciertas sustancias pulverulentas como el bióxido de manganeso o el musgo de platino (platino muy dividido), también se observa una viva descomposición con abundante producción de oxígeno. Si analizáramos la sangre o el tejido, o el bióxido de manganeso o el mus-

[1] El agua oxigenada para uso industrial, en los últimos años se obtiene por electrólisis del sulfato de amonio en ciertas condiciones.

go de platino, comprobaríamos que no han sufrido alteración. Parecería como si su sola presencia bastara para descomponer el agua oxigenada. En realidad estas sustancias *han acelerado* la descomposición del agua oxigenada, que por sí sola se hace muy lentamente.

Este fenómeno se denomina *catálisis* (etimológicamente significa disolución o desligamiento) y es propio de ciertas sustancias llamadas *catalizadores*. Los catalizadores son sustancias que, sin alterarse, toman parte en las reacciones acelerándolas (catalizadores positivos) o retardándolas (catalizadores negativos). Las catalasas de los tejidos orgánicos, el bióxido de manganeso y el musgo de platino son catalizadores positivos. Han sido comparados a los aceites y grasas lubricantes que, sin gastarse, facilitan el movimiento de las ruedas y engranajes en las máquinas.

Los catalizadores negativos se denominan también *estabilizadores*, pues sirven de freno de ciertas reacciones. Así el agregado de pequeñas cantidades de ácidos sirve para conservar el agua oxigenada. El fenol y sus derivados suprimen o atenúan la acción del oxígeno del aire (se puede evitar el espesamiento de los aceites, el endurecimiento del caucho, el enranciamiento de las grasas, etc.) [1]. Son catalizadores negativos los estabilizadores de pólvoras y explosivos, los antidetonantes de las naftas, etc.

Son características de las acciones catalíticas: 1º Los catalizadores, se encuentran al final de la reacción en el mismo estado que al comienzo. 2º Existe una enorme desproporción entre el peso del catalizador y el peso de las sustancias que reaccionan. Basta un pequeñísimo fragmento de musgo de platino introducido en la mezcla de dos volúmenes de H_2 y 1 volumen de O_2, para provocar su combinación explosiva.

La catálisis es un fenómeno tan general que podemos afirmar que ninguna reacción química escapa a la acción de los catalizadores.

EXPERIMENTOS

1º. — *Obtención de agua destilada.*—Destilar agua utilizando un dispositivo según la fig. 48. Desechar la primera porción que destila. A la siguiente diferenciarla del agua común por medio del nitrato de plata. Interpretar las reacciones correspondientes.

2º.—*Electrólitos y no electrólitos.*—Preparar soluciones de azúcar, sal de cocina, ácido sulfúrico y soda cáustica, que se colocan en sendas capsulitas de porcelana. De una pila de las que se usan en las linternas eléctricas, sacar alambres conductores de cada polo, uno de ellos llevando un porta-lámpara con su lamparita (de las pequeñísimas para linternas). Sumergir sucesivamente los terminales libres de cada conductor en cada una de las soluciones preparadas — ¿con cuál de las soluciones se en-

[1] Estos catalizadores negativos suelen denominarse *antioxígenos*.

ciende la lámpara y con cuál esto no sucede? ¿por qué ocurre este fenómeno?

Nota.—Conviene que los terminales libres de los conductores estén unidos a unas chapitas de cobre para hacer un mejor contacto.

3º.—*Electrólisis del agua.*—Demostrar la composición volumétrica del agua por medio de la electrólisis de esta sustancia acidulada y colocada en un voltámetro común (fig. 49) (o en el voltámetro de Hoffmann). Unir los polos del mismo a los bornes de una batería de pilas o de un acumulador, con lo que de inmediato se produce el desprendimiento gaseoso en los electrodos.

Interrumpir la electrólisis cuando se haya obtenido en el tubo de mayor desprendimiento, un volumen gaseoso en cifras enteras (20 o 40 cm^3); al leer el volumen del otro tubo, se observará que es la mitad del anterior.

Comprobar que los gases respectivos son H y O, aprovechando sus propiedades ya conocidas.

4º.—*Demostración de la existencia del agua de cristalización.*—a) Calentar en una cápsula de porcelana y a la llama de un mechero de Bunsen, un poco de sulfato de cobre cristalizado (vitriolo azul); de inmediato se verá desprender vapor de agua y el compuesto queda blanco (sulfato de cobre anhidro) se deja enfriar y se dejan caer unas gotas de agua, con lo que el sulfato se trasforma en cristalizado, regenerándose el color azul.

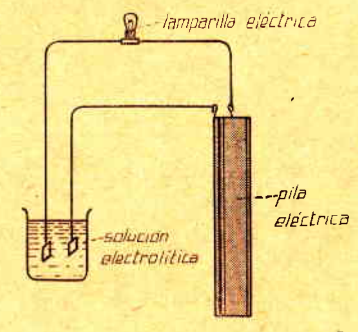


Fig. 56 bis.—Demostración de la conductibilidad eléctrica de los electrolitos.

b) Escríbase sobre un papel y con una pluma mojada en disolución acuosa de cloruro de cobalto; la escritura es apenas visible, pero calentando la hoja de papel con calor suave sobre una llama de gas, la escritura toma un intenso color azul (tinta simpática). Las sales de cobalto adquieren un color azul intenso cuando pierden el agua de cristalización; si se echa el aliento (vapor de agua) sobre la escritura, esta desaparece de nuevo, y así sucesivamente reaparece si se la calienta. Los llamados barómetros químicos, ¿no presentan los mismos cambios de color? Están basados en el mismo principio.

5º—*Agua oxigenada.* a) Desprendimiento de oxígeno por catálisis. Colocar agua oxigenada en dos tubos de ensayo y agregarles respectivamente carbón animal al primero y bióxido de manganeso al segundo, con lo que se produce de inmediato viva efervescencia correspondiente al desprendimiento del oxígeno por la acción de los catalizadores agregados; por medio de una astilla en ignición, demostrar que el gas que se desprende es oxígeno. Filtrar el líquido sobre filtros sin pliegues y observar que los catalizadores no han sufrido modificación química alguna. Generalizar por lo tanto la definición correspondiente.

b) Ejecutar la misma reacción con una gota de sangre; desprendiéndose el oxígeno al estado naciente, deducir por ello la acción desinfectante enérgica del agua oxigenada en contacto con la herida.

c) Preparar por precipitación química y en un tubo de ensayo una cantidad de sulfuro de plomo (color negro) agregarle agua oxigenada

concentrada y observar la trasformación del color negro a blanco, por oxidación del sulfuro a sulfato de plomo.

Interpretar la reacción química correspondiente, y generalizar el procedimiento para las restauración de cuadros célebres, pintados con pinturas a base de plomo y ennegrecidos por la acción del SH_2 atmosférico.

CUESTIONARIO

1.—¿Qué importancia presenta el agua? Descríbase el ciclo del agua en la naturaleza.

2.—¿Qué diferencia existe entre el agua natural y el agua destilada. ¿Cuándo un agua natural es potable? ¿El agua destilada, es potable? ¿Cómo se definen las aguas minerales? Enunciar las aguas minerales más importantes de nuestro país?

3.—Definir a los siguientes términos: agua de imbibición o humedad, sustancias higroscópicas, sustancias delicuescentes, agua de interposición, sustancias anhidras, sustancias hidratadas o hidratos, agua de combinación o de constitución. ¿Qué diferencia existe entre hidratos e hidróxidos?

4.—¿Cómo se demuestra la composición química del agua?

5.—¿Por qué razón se ha elegido al agua para definir el gramo, al cero y al 100 de la escala termométrica, y a las unidades de calor específico?

6.—¿Cómo se fabrica el hielo? ¿Qué es el fenómeno de rehielo? ¿Por qué los témpanos flotan en el agua del mar?

7.—¿Qué es el fenómeno de la electrólisis? ¿Cómo se comportan en el mismo los metales y los metaloides?

8.—Definir las leyes de Faraday. Dar el concepto de equivalente electroquímico — ¿qué importancia han tenido y tienen estas leyes?

9.—Dar el fundamento de la teoría iónica de Arrhenius, ¿cómo se explica la electrólisis? ¿cómo se definen correctamente los ácidos, bases y sales?

10.—¿Cómo se realiza la electrólisis del agua?

11.—¿Qué es el agua oxigenada? ¿Qué propiedades la caracterizan? ¿Por qué sirve como desinfectante?

12.—Dar las características de los llamados catalizadores.

CAPÍTULO VIII

LOS HALÓGENOS.—EL CLORO Y SUS COMBINACIONES

La sal de cocina; su importancia.—Cloro; su obtención por oxidación del ácido clorhídrico.—Principales propiedades del cloro (oxidación).—Agua de cloro.—Acido clorhídrico.—Hipocloritos.—Cloratos.—La electrólisis del cloruro de sodio.—Una familia química; los halógenos.—Flúor.—Bromo.—Iodo.—Ley de Richter; noción de equivalencia.—Ley de Proust.—Ley de Dalton.—Experimentos.—Cuestionario.

87. La sal de cocina; su importancia.—Una sustancia de uso familiar es, sin duda, la sal de cocina, alimento y condimento indispensable. El agua de mar es una solución diluída de sal de cocina, y de ahí puede extraérsela por evaporación. En distintos lugares de la tierra existen grandes yacimientos de este producto, llamados *salinas;* son residuos de la evaporación de mares prehistóricos.

La sal de cocina, no sólo se emplea en la alimentación, sino en la industria (fabricación de helados, conservación de carnes, en la industria del vidrio, en las jabonerías, etc.). Pero, principalmente se utiliza para obtener diversos productos químicos, que estudiaremos en este capítulo.

Químicamente considerada, la sal de cocina es un compuesto que resulta de la combinación de dos elementos: un metaloide, el cloro (Cl), y un metal liviano, el sodio (Na). Se denomina *cloruro de sodio* o *cloruro sódico,* y su fórmula es: Cl Na.

Esta sustancia es la sal por excelencia, pues el nombre de *sales* ha sido una generalización del que correspondió primitivamente al cloruro de sodio. Es una sal, puesto que puede formarse al reaccionar el *ácido clorhídrico* (un *hidrácido,* de acuerdo con el concepto propuesto por Davy) con el *hidróxido de sodio* (soda cáustica) [1]:

$$ClH + HO.Na \longrightarrow ClNa + H_2O$$

88. Cloro: su obtención por oxidación del ácido clorhídrico.—Un farmacéutico sueco, Scheele, por medio de sencillísi-

[1] Esta ecuación representaría la síntesis de la sal de cocina a partir del ácido y de la base correspondiente.

mos experimentos, llegó a descubrir numerosas sustancias de importancia capital para la evolución de la Química. Una de esas sustancia fué el cloro, gas amarillo verdoso, de olor sofocante, 2,5 veces más denso que el aire, que hoy puede adquirirse en tubos de acero como los que se usan para el oxígeno o para el aire comprimido. Este gas, sumamente venenoso, está dotado de gran actividad química, por lo cual son numerosos sus compuestos.

Todos los *procedimientos químicos* de obtención del cloro consisten, en definitiva, en oxidar el ácido clorhídrico:

$$2\ ClH + O \longrightarrow H_2O + Cl_2$$

Puede emplearse el oxígeno del aire, como se hace en la industria (procedimiento Deacon, en presencia de cloruro cúprico Cl_2Cu como catalizador), pero en los laboratorios generalmente se recurre al oxígeno cedido por las *sustancias oxidantes*, v. gr.: el permanganato de potasio (MnO_4K), el hipoclorito de calcio $(ClO)_2\ Ca$, el bióxido de plomo (PbO_2) o el minio (Pb_3O_4), el bicromato de potasio ($Cr_2O_7K_2$), el clorato de potasio (ClO_3K), etc. Un mineral de color negro, llamado *pirolusita* (bióxido de manganeso), se utiliza con este fin desde los tiempos de Scheele (2ª mitad del siglo XVIII). Tratando unos granitos de este mineral con ácido clorhídrico concentrado, se disuelven dando un líquido pardo, que contiene percloruro o tetracloruro de manganeso (cloruro mangánico):

$$MnO_2 + 4\ ClH \longrightarrow Cl_4Mn + 2\ H_2O$$

y si se calienta suavemente, el tetracloruro se descompone dando el gas cloro:

$$Cl_4Mn \longrightarrow \underset{\text{cloruro manganoso}}{Cl_2Mn} + Cl_2$$

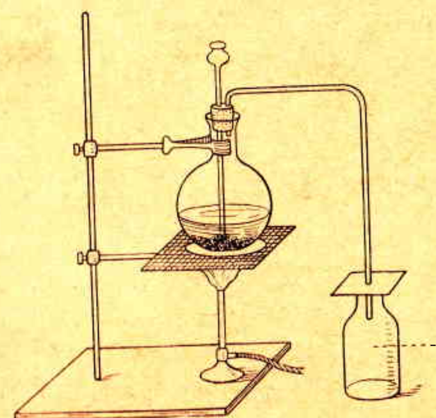


Fig. 57.—Obtención de cloro gaseoso.

Con este procedimiento no queda libre la mitad del cloro que contiene el ácido clorhídrico empleado. Esto no ocurre si se calienta una mezcla de sal de cocina y bióxido de manganeso con el ácido sulfúrico concentrado, con lo que se aprovecha todo el cloro. En reacciones intermediarias se produce ClH y O naciente, que al reaccionar engendran cloro:

$$2\ SO_4H_2 + 2\ ClNa \longrightarrow \underset{\text{Sulfato ácido de sodio}}{2\ SO_4HNa} + 2\ ClH$$

$$SO_4H_2 + MnO_2 \longrightarrow SO_4Mn + H_2O + O$$

$$2\ ClH + O \longrightarrow H_2O + Cl_2$$

Sumando:

$$SO_4H_2 + 2\ ClNa + Mn\ O_2 \longrightarrow 2\ H_2O + 2\ SO_4HNa + SO_4Mn + Cl_2 \rightarrow$$

Industrialmente tiene una importancia considerable la *electrólisis del cloruro de sodio*, pues permite no sólo obtener Cl_2, sino también la soda cáustica, los hipocloritos, los cloratos etc. (ver pág. 133).

89. Principales propiedades del cloro (oxidación).—Ya vimos los caracteres organolépticos de este gas. Añadiremos que es fácilmente liquidable, pues a la temperatura ordinaria basta ejercer una presión de 6 a 7 atmósferas para obtener el *cloro líquido* (hierve a —33,6°), que es la sustancia que se expende industrialmente en los cilindros de acero.

El cloro se caracteriza por su *gran actividad química*, pues puede combinarse con casi todos los elementos, manifestándose esta actividad (diferencia con el oxígeno) a la temperatura ordinaria y con desprendimiento de calor, y a veces de luz (el P, el As, el Sb y el Cu en polvo arden cuando se proyectan en una atmósfera de cloro). Hasta los metales nobles (Au, Pt) pueden ser atacados por el cloro. Un chorro de hidrógeno que se ha encendido en el aire, continúa ardiendo cuando se sumerge en una atmósfera de cloro:

$$Cl_2 + H_2 \longrightarrow 2\ ClH$$

dando humos blancos de ácido clorhídrico.

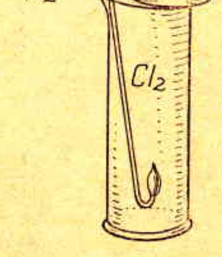


Fig. 57 bis.—Combustión de hidrógeno en atmósfera de cloro.

Como vemos, en estos ejemplos estamos en presencia de verdaderas *combustiones sin oxígeno*. En realidad, la mayoría de las acciones del cloro son verdaderas *oxidaciones*, si bien el oxígeno no interviene o interviene indirectamente por medio del agua (ver pág. 128). Del mismo modo que el oxígeno, el cloro puede quitar el hidrógeno a sustancias como el amoníaco, el hidrógeno sulfurado y las materias orgánicas, formándose ácido clorhídrico:[1]

$$SH_2 + Cl_2 \longrightarrow S + 2\ ClH$$

$$3\ Cl_2 + 2\ NH_3 \longrightarrow 6\ ClH + N_2$$

[1] El ácido clorhídrico se combina con el $N\ H_3$ en exceso para dar cloruro de amonio:

$$6\ Cl.\ H + 6\ N\ H_3 \longrightarrow 6\ Cl.\ N\ H_4.$$

Estas dos ecuaciones representan el proceso principal de desodorización que ejerce el cloro cuando actúa sobre los líquidos cloacales, cuyo mal olor débese principalmente a la presencia de SH_2 y de NH_3.

Muchas sustancias orgánicas compuestas de C y de H, como la esencia de trementina, reaccionan enérgicamente con el cloro, llegando en algunos casos hasta producir una llama.

Debido a estas acciones típicas (deshidrogenaciones, oxidaciones), el cloro descompone a muchas sustancias orgánicas. A materias colorantes como el tornasol y el índigo llega a decolorarlas, así como a la tinta ordinaria. Llega a destruir los microbios productores de enfermedades, por lo cual se usa como desinfectante.

90. Agua de cloro.—El cloro es soluble en el agua, comunicándole un color amarillo verdoso y su olor (*agua de cloro*). A la temperatura ordinaria, el agua disuelve cerca de tres veces su volumen de gas cloro.

En esta solución el cloro en parte reacciona con el agua, dando una mezcla de ácido clorhídrico y de ácido hipocloroso:

$$Cl_2 + H_2O \rightleftarrows ClH + ClOH$$

(ácido hipocloroso)

Esta reacción se produce a la temperatura ordinaria y en la oscuridad. Pero a la luz el ácido hipocloroso se descompone dando oxígeno:

$$2\ ClOH \longrightarrow 2\ ClH + O_2$$

de manera que al cabo de cierto tiempo el agua de cloro ha dejado de ser tal, pues:

$$2\ Cl_2 + 2\ H_2O \longrightarrow 4\ ClH + O_2$$

Fig. 58.—Los equilibrios físico-químicos en el agua del cloro.

Esta descomposición es muy rápida si el agua de cloro se pone en presencia de sustancias capaces de absorber el oxígeno (reductores). Por esta razón es que el cloro, en presencia del agua, desempeña el papel de un *oxidante*, propiedad ésta que recibe aplicación en la industria.

Que es necesaria la presencia del agua para que actúe el cloro, puede demostrarse con un papel de tornasol seco, el cual no se decolora con gas cloro seco, pero sí en presencia de humedad.

91. Ácido clorhídrico.—Si mezclamos volúmenes iguales de gas cloro y de hidrógeno, en la oscuridad permanecen sin reaccionar. En cambio, si exponemos la mezcla a la luz, se engendra una combinación, que en el caso de iluminar con rayos solares directos llega a producirse con explosión. Hemos realizado la *síntesis del ácido clorhídrico,* y la influencia de la luz nos demuestra que en este caso estamos frente a una acción fotoquímica.[1]

$$Cl_2 + H_2 \longrightarrow 2\ ClH$$

El ácido clorhídrico puede obtenerse haciendo actuar el ácido sulfúrico concentrado sobre la sal de cocina:

$$SO_4H_2 + ClNa \longrightarrow SO_4HNa + ClH \uparrow$$

Sulfato ácido de sodio

En la industria se utiliza la misma reacción, sólo que, como se actúa a mayor temperatura y en distintas condiciones que en el laboratorio, se aprovecha mejor el sulfúrico, pues

$$SO_4HNa + ClNa \longrightarrow SO_4Na_2 + ClH \uparrow$$

Sulfato neutro de sodio

El *gas clorhídrico* que se obtiene es incoloro, de olor picante, más denso que el aire, y de sabor agrio. Si está completamente seco es una sustancia neutra, y disuelto en ciertos disolventes (como el cloroformo) permanece en el mismo estado, no conduciendo la corriente eléctrica (no electrólito).

Es *extremadamente soluble en el agua*: un cm^3 de agua disuelve 400 a 500 cm^3 de gas clorhídrico. El *ácido muriático* o *ácido clorhídrico concentrado,* es una solución saturada de este gas; es un líquido incoloro, de densidad próxima a 1,2, de olor picante, y que produce humos con la humedad que posee el aire (carácter fumante). En esta forma, las propiedades del gas clorhídrico han variado fundamentalmente: aparece el carácter ácido (vira el color del tornasol azul), conduce la corriente eléctrica (electrólito) y ataca ciertos metales (Zn, Al, Fe, etc.) dando hidrógeno. Las propiedades ácidas de las soluciones de gas clorhídrico se manifiestan con gran intensidad, por lo cual esta sustancia es uno de los llamados *ácidos fuertes.*

¿Que diferencia existe entre la estructura química del gas clorhídrico y la del ácido clorhídrico? En el gas clorhídrico, como en la solución clorofórmica de esta sustancia, está presente un compuesto neutro bajo la forma de moléculas de Cl H; en el ácido clorhídrico, en cambio, por la acción del agua se ha

[1] Las acciones fotoquímicas desempeñan un gran papel en la naturaleza y en la química. La asimilación clorofílica de las plantas, la visión de los animales y la fotografía se basan en reacciones fotoquímicas.

producido una ionización, engendrándose cationes H^+, que son los causantes de las propiedades ácidas del mismo[1]:

$$ClH \longrightarrow Cl^- + H^+$$

Las sales del ácido clorhídrico se llaman *cloruros*. Tanto éstas, como el ácido clorhídrico, se reconocen porque con nitrato de plata dan un precipitado blanco de Cl Ag, (reconocimiento del Cl^-):

$$Cl^- + Ag^+ \longrightarrow ClAg \downarrow$$

Pequeñas cantidades de ácidc clorhídrico se hallan presentes en el estómago, donde es necesario para los procesos digestivos. El origen de este ácido está en la sal de cocina que ingerimos con nuestros alimentos.

Grandes cantidades de ácido clorhídrico se emplean en la industria para obtener numerosas sustancias. En la economía doméstica suele usarse ácido muriático diluído para la limpieza de ciertos materiales (mármoles, porcelanas, lozas, etc.). Los plomeros y estañadores lo utilizan para limpiar las superficies metálicas (disolver los óxidos) que han de soldar.

92. Hipocloritos.—El ácido hipocloroso que contiene el agua de cloro, puede combinarse con las bases para dar sales que se llaman *hipocloritos*. V. gr.:

$$Cl_2 + H_2O \rightleftarrows ClH + ClOH$$
$$ClH + ClOH + 2\ HONa \longrightarrow ClNa + ClONa + 2\ H_2O$$
$$\overline{Cl_2 + 2\ HONa \longrightarrow ClNa + ClONa + H_2O}$$

Esto quiere decir que los hipocloritos se preparan haciendo reaccionar *en frío* el gas cloro sobre las bases. El producto obtenido no es una sustancia pura, sino una mezcla de cloruro e hipoclorito de la base empleada.

Un producto industrial muy conocido es el llamado *cloruro de cal* (mezcla de hipoclorito y de cloruro de calcio), que es un polvo blanco obtenido al hacer pasar una corriente de gas cloro sobre lechada de cal:

---

[1] Modernamente, las soluciones como la del gas clorhídrico en el cloroformo (sustancia neutras en disolventes neutros que no influyen sobre las mismas) se denominan *soluciones físicas* (por solvatación difusa). Las soluciones como la del gas clorhídrico en el agua (disolvente ionizante), son *soluciones químicas* (por solvatación condensada), cuya característica es una verdadera reacción química entre el disolvente y la sustancia disuelta, dando *iones solvatados* (hidratados en el caso del agua). En nuestro caso se tendría:

$$ClH + H_2O \longrightarrow Cl^- + H_3O^+$$

Este catión, llamado *catión hidronio*, sería el característico de los ácidos (teoría del danés Brönsted, 1923), y no el catión H^+ cuya existencia no se ha podido demostrar. El catión hidronio no es sino el hidrogenión hidratado

$$(H^+ + H_2O \longrightarrow H_3O^+)$$

$$2\ Cl_2 + 2\ (OH)_2Ca \longrightarrow Cl_2Ca + (ClO)_2\ Ca + 2\ H_2O$$

Al cloruro de cal, llamado también *cloro* o *polvo para blanquear*, suele atribuírsele la fórmula: $\begin{smallmatrix}ClO\\Cl\end{smallmatrix}\!>Ca$ Es la fuente industrial de preparación de hipocloritos solubles, como la conocida solución de *hipoclorito de sodio* (agua de Javelle) [1], que se obtiene haciendo reaccionar el cloruro de cal sobre una solución de soda (carbonato de sodio), con la cual se forma un precipitado blanco de carbonato de calcio que se separa por decantación y filtración:

$$\begin{smallmatrix}ClO\\Cl\end{smallmatrix}\!>Ca + CO_3Na_2 \longrightarrow CO_3Ca \downarrow + ClNa + ClONa$$

Los hipocloritos mencionados son solubles en el agua (mucho menos el de calcio que el de sodio), dando soluciones que presentan un olor pronunciado, que recuerda al del cloro, aunque es distinto, y una reacción francamente alcalina al tornasol.

Los hipocloritos son compuestos *muy poco estables*, y difíciles de aislar en estado puro. El anhídrido carbónico del aire reacciona lentamente dando ácido hipocloroso libre.

$$2\ ClONa + CO_2 + H_2O \longrightarrow CO_3Na_2 + 2\ ClOH$$

$$2\ \begin{smallmatrix}ClO\\Cl\end{smallmatrix}\!>Ca + CO_2 + H_2O \longrightarrow CO_3Ca + Cl_2Ca + 2\ ClOH$$

Y este ácido se descompone dando "oxígeno naciente" o atómico, dotado de gran actividad. Esta descomposión aceléRase por la acción de la luz (acción fotoquímica).[2]

$$ClOH \longrightarrow ClH + O$$

Esta descomposición explica las *propiedades oxidantes* de los hipocloritos, y su uso como *agentes de blanqueo*, eficaces para decolorar los tejidos animales o vegetales. El blanqueo puede hacerse: 1) Con agua de cloro que se obtiene haciendo burbujear en el agua el gas cloro almacenado en cilindros de acero; 2) Con hipoclorito de sodio; 3) Con una suspensión de cloruro de cal en el agua.

---

1 Es frecuente pedirla en los almacenes como "agua de lavandina", para limpieza y blanqueo de las ropas.

2 La lavandera después de tratar la ropa con "lavandina" y jabón, la enjuaga y la expone a los rayos solares, no sólo para secarla sino también para blanquearla; los restos de hipoclorito se descomponen totalmente.

El blanqueo es una operación que interesa a muchas industrias; p. ej: para el algodón que posee un color amarillento debido a ciertas impurezas. Las operaciones del blanqueo comprenden: a) pasaje del material por soluciones de hipoclorito; b) luego por soluciones de ácido sulfúrico diluído que impregnan las fibras de ácido hipocloroso, ejerciéndose así la acción decolorante; c) se neutraliza el exceso de ácido hipocloroso, mediante una solución de un sulfito o de hiposulfito de sodio (anticloro); d) se lava con abundancia de agua para eliminar todos los productos formados.

El cloruro de cal puede servir como una fuente de fácil obtención del cloro, pues en frío reacciona con el ácido clorhídrico diluído oxidándolo por intermedio del ácido hipocloroso formado:

$$\left.\begin{matrix} ClO \\ Cl \end{matrix}\right> Ca + ClH \longrightarrow Cl_2Ca + ClOH$$

$$\begin{matrix} Cl & H \\ Cl & H \end{matrix} + O \quad Cl\,.\,H \longrightarrow ClH + H_2O + Cl_2 \uparrow$$

Los hipocloritos oxidan muchas sustancias orgánicas y destruyen las bacterias, por lo cual se utilizan como *antisépticos* y *desinfectantes*, así como desodorizantes que fácilmente eliminan o atenúan los malos olores cloacales. En cirugía se emplea la llamada *solución de Dakin*, que no es sino una solución de hipoclorito de sodio al 0.5 %, que ha sido neutralizada.

El ácido hipocloroso se utiliza para purificar las aguas en muchas poblaciones. También es de uso corriente para mantener libre de microbios las aguas de los natatorios públicos. El ácido hipocloroso se obtiene haciendo burbujear el gas cloro en el agua que desea purificarse (hay distintos modelos de *aparatos cloradores* de aguas, en donde el cloro necesario está al estado líquido en los conocidos cilindros de acero).

93. Cloratos.—Si calentamos una solución de un hipoclorito por encima de 50°, máxime si se llega a la ebullición, se produce una *autooxidación*, o sea una parte del hipoclorito (2 moléculas) oxida a otra (una molécula). que pasa a ser un compuesto más oxigenado llamado *clorato*: P. ej.

$$\begin{matrix} K\,.\,Cl & O \\ K\,.\,Cl & O \end{matrix} + O \quad Cl\,.\,K \longrightarrow \underset{\text{cloruro de potasio}}{2\ ClK} + \underset{\text{clorato de potasio}}{ClO_3K}$$

Es lógico prever que si se hace pasar una corriente de gas cloro sobre una solución de un hidróxido *en caliente*, en lugar del hipoclorito se obtendrá un clorato; p. ej.:

$$3\ Cl_2 + 6\ HOK \longrightarrow 5\ ClK + ClO_3K + 3\ H_2O$$

El clorato de potasio puede separarse del cloruro por *cristalización fraccionada*, aprovechando el hecho de ser la primera sustancia menos

soluble en el agua que la segunda; enfriando la solución, se obtienen primero los cristales blancos de clorato que se separan por filtración. Es conocido el uso que se hace del clorato de potasio bajo la forma de pastillas como excelente antiséptico bucal.

Los cloratos tienen una gran tendencia a ceder su oxígeno, por lo cual se utilizan en la industria como oxidantes. Ya hemos empleado el clorato de potasio para preparar oxígeno en el laboratorio.

$$2\ ClO_3K \longrightarrow 2\ ClK + 3\ O_2$$

Esta reacción es catalizada por la presencia de ciertos óxidos pulverulentos (MnO_2, OCu,....), rebajándose así la temperatura de descomposición y disminuyendo los riesgos de explosiones.

Como los nitratos, los cloratos forman parte de los explosivos, así como de ciertas cerillas ("fósforos" de madera) y de las "luces de Bengala".

94. La electrólisis del cloruro de sodio.—Uno de los procedimientos industriales más interesantes es el aprovechamiento de los productos originados en la electrólisis del cloruro de sodio: cloro, hidrógeno, soda cáustica, hipocloritos y cloratos.

Bajo la influencia de la corriente eléctrica, los iones se neutralizan en los respectivos electrodos desprendiéndose gas cloro en el ánodo y, debido a una reacción secundaria entre el sodio y el agua, se origina gas hidrógeno en el cátodo, quedando en la solución el hidróxido de sodio:

$$2\ Cl^- + 2^+ \longrightarrow Cl_2 \uparrow \qquad \text{proceso anódico}$$

$$\left.\begin{matrix} 2\ Na^+ + 2^- \longrightarrow 2\ Na \\ 2\ Na + H_2O \longrightarrow 2\,HONa + H_2 \uparrow \end{matrix}\right\} \text{proceso catódico}$$

El procedimiento puede ser diferente según cual sea la sustancia que nos interesa preparar:

1º *Obtención de hipocloritos:* Si *en frío* verificamos la electrólisis del cloruro de sodio, la soda cáustica (HONa) se difunde, llega hasta el ánodo en donde reacciona con el cloro dando el hipoclorito de sodio. De esta manera se obtienen industrialmente los hipocloritos decolorantes, de gran empleo en el blanqueo de distintos materiales.

2º *Preparación de cloratos:* Si elevamos la temperatura del baño electrolítico, sabemos que al reaccionar *en caliente* el cloro con el hidróxido se forman cloratos.

3º *Fabricación de la soda cáustica:* Se puede proceder de varias maneras, para evitar el contacto del Cl_2 con el hidróxido, como ser: a) usando *cátodos de mercurio* que fijan el so-

dio formando una amalgama que, durante la electrólisis, no reacciona con el agua; finalizada la operación, se aspira con bombas la amalgama y se agita en agua, con lo cual se forma soda cáustica mientras se desprende hidrógeno y se regenera el mercurio; b) teniendo el ánodo y el cátodo ubicados en compartimientos separados mediante un *diafragma* (membrana de porcelana porosa, de cemento poroso, de amianto, de pergamino, etc.) que permiten el pasaje de la corriente eléctrica, pero se opone a la difusión del cloro y de la soda cáustica, y, por lo tanto, a la formación de hipocloritos o cloratos. En estos procedimientos el cloro, muy puro, se usa directamente o se licúa por compresión y se guarda en cilindros de acero.

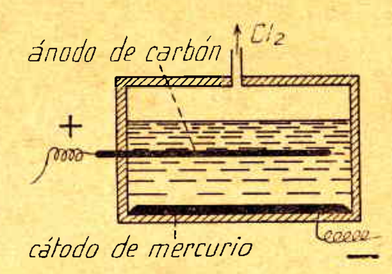


Fig. 59.—Fabricación electrolítica de la soda cáustica (empleo de cátodos de mercurio).

Fig. 60.—Fabricación electrolítica de la soda cáustica (empleo de diafragma)

95. Una familia química; los halógenos. —Los elementos pueden clasificarse en ciertos grupos cuyos términos guardan una profunda analogía, tanto en lo que concierne a las propiedades de las sustancias simples como a las de sus compuestos. Desde la primera mitad del siglo pasado, se llamaron *familias naturales* a estos grupos, siendo las más conocidas, las siguientes:

Halógenos	F, Cl, Br, I	Metales alcalinos	K, Na, Li, Rb, Cs	Metales alcalino-térreos.	Ca, Ba, Sr

El cloro forma parte de la familia de los *halógenos*, nombre que deriva de palabras griegas que significan *engendradores de sales*. Efectivamente, por unión directa de estos elementos con los metales se obtienen sus sales o *haluros* (fluoruros, cloruros, bromuros, ioduros). Estas sales, salvo los fluoruros, son isomorfas; los cloruros, bromuros y ioduros alcalinos cristalizan en el sistema cúbico.

Todos estos elementos son *metaloides monovalentes* y, por tanto, *electronegativos*, con gran tendencia a formar aniones. Los halógenos se colocan entre los elementos más electronegativos; de ahí su gran facilidad para reaccionar con los metales dando los haluros.

Este carácter electronegativo va creciendo desde el iodo hasta el fluor, en la siguiente graduación (fig. 61).

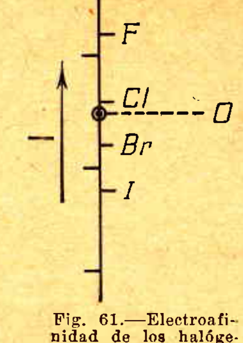


Fig. 61.—Electroafinidad de los halógenos.

Este esquema permite comprender las propiedades químicas fundamentales de los halógenos:

a) *Compuestos hidrogenados*: La afinidad hacia el hidrógeno es máxima para el F, mínima para el I, e intermedia para el Cl y el Br:

$F_2 + H_2 \longrightarrow 2\ FH$ (ácido fluorhídrico)
(reacción rápida en frío y aún en la obscuridad)

$Cl_2 + H_2 \longrightarrow 2\ ClH$ (ácido clorhídrico)
(reacción rápida en frío, pero en presencia de la luz)

$Br_2 + H_2 \longrightarrow 2\ BrH$ (ácido bromhídrico)
(reacción lenta en frío, rápida en caliente)

$I_2 + H_2 \longrightarrow 2\ IH$ (ácido iodhídrico)
(reacción muy lenta aunque se caliente mucho)

b) *Compuestos oxigenados:* La electronegatividad del oxígeno, intermediaria entre la del cloro y la del bromo, hace que el iodo sea el halógeno que mayor afinidad tiene con aquel elemento, siendo menos pronunciada esta propiedad con el bromo, menor aún con el cloro y negativa con el fluor.

Compuestos oxigenados de los halógenos

Anhídridos	Ácidos	Aniones
Cl_2O hipocloroso	$ClOH$ hipocloroso	ClO^- hipoclorito
—	ClO_2H cloroso	ClO_2^- clorito
ClO_2 bióxido de cloro	—	—
—	ClO_3H clórico	ClO_3^- clorato
Cl_2O_7 perclórico	ClO_4H perclórico	ClO_4^- perclorato
—	$BrOH$ hipobromoso	BrO^- hipobromito
—	BrO_3H brómico	BrO_3^- bromato
I_2O_5 iódico	IO_3H iódico	IO_3^- iodato
I_2O_7 per-iódico	IO_4H per-iódico	IO_4^- per-iodato

c) *Desplazamiento recíproco:* La tendencia a formar aniones *(electroafinidad negativa)* sigue la misma gradación de su carácter electronegativo, siendo máxima para el fluor y mínima

para el iodo. Esto quiere decir que el fluor neutro (substancia simple) desaloja a los demás halógenos de sus combinaciones salinas (haluros), pues tiene mayor tendencia que ellos a adquirir cargas negativas dando los aniones fluoruros; por la misma razón, el cloro neutro desaloja el bromo y el iodo de los bromuros y ioduros, respectivamente, pero no al fluor de los fluoruros; y el bromo desaloja el iodo de los ioduros, pero no al cloro y al fluor de los cloruros y fluoruros, respectivamente.

$$Cl_2 + 2\,Br^- \longrightarrow Br_2 + 2\,Cl^-$$
$$(Cl_2 + 2\,BrK \longrightarrow Br_2 + 2\,ClK)$$

$$Cl_2 + 2\,I^- \longrightarrow I_2 + 2\,Cl^-$$
$$(Cl_2 + 2\,IK \longrightarrow I_2 + 2\,ClK)$$

$$Br_2 + 2\,I^- \longrightarrow I_2 + 2\,Br^-$$
$$(Br_2 + 2\,IK \longrightarrow I_2 + 2\,BrK)$$

Es interesante también comparar las propiedades físicas de las sustancias simples de estos elementos *(halógenos libres)*, que son las siguientes:

	Flúor	Cloro	Bromo	Iodo
Estado físico	Gas	Gas	Líquido	Sólido
Color	Amarillo pálido	Amarillo verdoso	Rojo pardo	Gris negruzco
Punto de fusión . . .	—223°	—102°	— 7,8°	114°
Punto de ebullición . .	—187°	— 33,6°	59°	184°
Peso relativo de sus átomos	19	35,5	80	127

96. Flúor.—El químico francés Moissan aisló en 1886 este elemento como sustancia simple, mediante la electrólisis del fluoruro de potasio disuelto en el ácido fluorhídrico, y operando en recipientes de platino o de cobre.

La sustancia simple se presenta como un gas que posee un débil color amarillo verdoso y un olor picante. Presenta una gran actividad química, fácil de prever si se tiene en cuenta que *el fluor es el elemento más electronegativo que se conoce.* Si se trata de disolver en el agua, la descompone en frío, dando oxígeno y ácido fluorhídrico, lo que explica su acción enérgica sobre las sustancias orgánicas y, en general, el ataque que ejerce sobre cualquier sustancia con que se ponga en contacto:

$$2\,F_2 + 2\,H_2O \longrightarrow O_2 + 4\,FH$$

El flúor forma parte de dos o tres minerales, como la fluorita ($F_2\,Ca$) y la criolita ($F_6\,Al\,Na_3$). Tratando el fluoruro de calcio con ácido sulfúrico concentrado, se obtiene el gas fluorhídrico:

$$F_2Ca + SO_4H_2 \longrightarrow SO_4Ca + 2\,FH$$

que es incoloro y muy soluble en el agua *(ácido fluorhídrico);* a la temperatura de 19° C se trasforma en un líquido. El ácido fluorhídrico forma sales llamadas *fluoruros,* de las cuales las que son solubles (de sodio, amonio, etc.) son antisépticas y venenosas, formando parte de ciertos polvos insecticidas.

El ácido fluorhídrico, que se expende como un líquido incoloro, fumante, ataca a los compuestos de silicio por lo que no puede conservarse en recipientes de vidrio (se guarda en frascos de bakelita o de gutapercha y se manipula en recipientes de platino o de plomo). Esta acción conduce a la formación de un gas, el *tetrafluoruro de silicio*:

$$Si\,O_2 + 4\,FH \longrightarrow 2\,H_2O + F_4Si$$

Por esta propiedad se usa el ácido fluorhídrico en el *grabado del vidrio;* es su aplicación práctica más importante (ver pág. 226).

97. Bromo.—El bromo, como sustancia simple, es un líquido de color rojo pardo que puede obtenerse en el laboratorio de modo parecido al cloro, pero partiendo de los bromuros. Su densidad es cerca de tres veces superior a la del agua; despide, a la temperatura ordinaria, abundantes vapores rojizos de olor particular y sofocante, que atacan las mucosas nasales e irritan la vista. Estas propiedades han hecho que, tanto el bromo como el cloro, fueran los primeros gases de combate utilizados en la gran guerra europea última.

Es algo soluble en el agua, a la que comunica su color rojizo *(agua de bromo)* y actúa, de la misma manera que el cloro, como *oxidante indirecto* (el ácido hipobromoso formado cede su oxígeno).

$$Br_2 + H_2O \rightleftarrows BrH + BrOH$$

$$BrOH \longrightarrow BrH + O$$

Las propiedades químicas del bromo son análogas a las del cloro, aunque menos enérgicas. Con los metales forma los *bromuros,* de los cuales algunos son usados como medicamentos sedantes (P. ej.: el BrK, BrNa, $BrNH_4$, etc.). El BrAg es un sólido amarillento; es la sustancia fundamental de las placas y películas fotográficas. Con los hidróxidos alcalinos en frío se originan los *hipobromitos* (p. ej.: el BrONa) y en caliente los *bromatos.* El BrO_3K suele utilizarse para mejorar las pro-

piedades panaderas de las harinas (mejoradores químicos), cuyo uso ha sido prohibido en nuestro país considerándola como una operación dolosa.

En la naturaleza el bromo acompaña generalmente al cloro en los yacimientos salinos, como, por ejemplo, en el agua de mar, de donde se extrae.

98. Iodo.—Este elemento bajo la forma de ioduros, se encuentra, en proporción aún menor que la del bromo, acompañando al cloro en los depósitos salinos naturales, así como en el agua de mar. También lo almacenan ciertos animales y plantas marinas (esponjas, algas, etc.), de cuyas cenizas puede extraérselo. Pero la fuente principal del iodo son los grandes yacimientos de nitro del norte de Chile. En las aguas madres de la obtención del nitro se encuentran iodatos que al reducirse con anhídrido sulfuroso (gas que se forma al quemar el azufre) dejan iodo en libertad. Luego, se purifica el iodo *sublimándolo*.

El iodo (sustancia simple) se presenta como un sólido gris apizarrado, con un cierto brillo metálico; calentado desprende abundantes vapores de color violeta. En el agua es aún menos soluble que el cloro y el bromo *(agua de iodo)*, manifestando propiedades oxidantes más débiles que las que corresponden a los demás halógenos. En el alcohol se disuelve con facilidad dando un líquido de color pardo oscuro, muy usado como antiséptico y desinfectante *(tintura de iodo)*. Otros disolventes oxigenados dan soluciones de color pardusco (p. ej.: éter, la acetona, etc). En cambio con disolventes en cuya constitución química no forma parte el oxígeno (cloroformo, sulfuro de carbono, derivados del petróleo, etc.) se originan soluciones de color violeta. En el primer caso es posible que se trate de verdaderas combinaciones entre disolvente y sustancia disuelta (soluciones químicas), mientras que con los disolventes no oxigenados el iodo se difunde molecularmente (soluciones físicas).

Una propiedad interesante del iodo es la coloración que da con el llamado engrudo de almidón, que se obtiene calentando una papilla de almidón en el agua hasta clarificación. Suele decirse que se forma *ioduro de almidón*, si bien no existe una combinación química, sino un fenómeno intermediario entre una mezcla y una combinación, que podríamos llamar *unión coloidal* entre las micelas de la solución coloidal del almidón y las moléculas de iodo. [1]

[1] Mejor dicho, de los llamados aniones perioduros parduscos I_3^-, que contienen las soluciones acuosas de iodo, y que se forman en gran cantidad si se disuelve un ioduro en el agua.

Los *ioduros* son muy usados en medicina (P. ej.: el IK). El IAg se usa en la fotografía. Como combinaciones oxigenadas del iodo mencionaremos los *hipoioditos* y los *iodatos*, que se engendran de manera parecida a los compuestos homólogos del cloro y del bromo.

99. Ley de Richter; noción de equivalencia.—A fines del siglo XVIII, y después de haber demostrado Lavoisier la importancia de las consideraciones cuantitativas en las operaciones, se inauguró la *estequiometría* con las investigaciones del alemán Jeremías B. Richter (1762 - 1807). Su autor denomina así al "arte de medir los elementos químicos" y utilizando como lema la frase bíblica "Dios ha ordenado todas las cosas según medida, número y peso". Por este camino llegaron a descubrirse las principales leyes de la química.

En 1792 publicó Richter el resultado de sus experimentos y observaciones acerca de la neutralización de los ácidos por las bases para formar sales. Tomemos las siguientes cantidades de los ácidos y bases que enumeramos a continuación:

ClH .... 36,46 g (ácido clorhídrico)	HONa .... 40,05 g (Hidróxido de sodio)
NO_3H .... 63,02 g (ácido nítrico)	HOK .... 56,12 g (hidróxido de potasio)
SO_4H_2 .... 49,04 g (ácido sulfúrico)	

Disolvamos cada una de estas cantidades en un litro de agua, y veremos que 1 cm^3 de cada una de las soluciones ácidas neutraliza exactamente 1 cm^3 de cualquiera de las soluciones básicas. (Se forma la sal correspondiente sin exceso de ácido ni de base). Diremos que estas soluciones se *equivalen*, y que las cantidades de sustancias que contienen son *equivalentes*.

De acuerdo con estos hechos enunció la ley primitiva, la *ley de neutralización*: "Si una misma cantidad de un ácido es neutralizada por cantidades distintas pero particulares de dos o más bases, estas últimas son equivalentes y son neutralizadas por la misma cantidad de otro ácido, y viceversa".

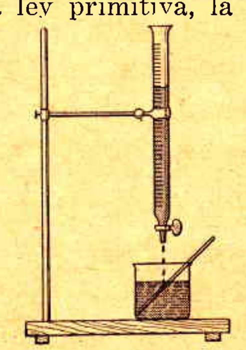


Fig. 62. — Bureta empleada en la neutralización de un ácido por una base o viceversa.

Estos hechos fueron generalizados posteriormente a las distintas reacciones químicas y nació la *ley de la equivalencia*: "Los pesos según los cuales dos elementos se combinan entre sí, son también los pesos según los cuales ellos se unen a un mismo peso de un tercer elemento". Estos pesos particulares de combinación se denominan *pesos proporcionales o equivalentes*, noción importantísima pues ha permitido desarrollar el análisis químico cuantitativo.

100. Ley de Proust.—Poco después (1801-1806) el químico francés Proust, comprobó que no sólo los ácidos y las bases, sino todos los elementos al combinarse entre sí lo hacían según ciertas *relaciones de pesos* y no según cualquier proporción. Para formar los óxidos de mercurio, de hidrógeno (agua) y de cobre, partiendo de la misma cantidad de oxígeno (8 g) se necesitan forzosamente las siguientes cantidades de Hg, H y Cu:

$$8 \text{ g de O} + \begin{cases} 100 \text{ g de Hg} \longrightarrow 108 \text{ g de OHg} \\ 1{,}008 \text{ g de H} \longrightarrow 9{,}008 \text{ g de } H_2O \\ 31{,}8 \text{ g de Cu} \longrightarrow 39{,}8 \text{ g de OCu} \end{cases}$$

Cualquier cantidad en más o en menos de dichos componentes, significa que sobra o falta después de la combinación. De acuerdo con ello la ley de Proust, que se conoce también como *ley de las proporciones definidas*, se enuncia así: "Cuando dos sustancias simples se combinan, siempre lo hacen según cantidades en peso que son definidas y constantes".

101. Ley de Dalton.—Ya hemos visto que la combinación del azufre con el hierro para formar el *sulfuro de hierro*, se hacía en la relación de 4 g del primero con 7 g del segundo; un exceso de una o de otra de las sustancias no intervendría en la formación del sulfuro de hierro (pág. 51).

En la naturaleza existen combinaciones del azufre con el hierro, con mayor cantidad de azufre. La *pirita* es un mineral que posee doble cantidad de azufre que el sulfuro de hierro sintético, por lo cual se considera como un *bisulfuro de hierro* (S_2 Fe).

Así tendríamos:

$$7 \text{ g de Fe} + \begin{cases} 4 \text{ g de S} \longrightarrow 11 \text{ g de SFe (monosulfuro de hierro).} \\ 4 \text{ g} \times 2 = 8 \text{ g de S} \longrightarrow 15 \text{ g } S_2Fe \text{ (bisulfuro de hierro).} \end{cases}$$

El inglés John Dalton (entre 1800 y 1808) estudió casos parecidos al mencionado, y comprobó que una misma cantidad de un elemento se combina con otro en proporciones que eran verdaderos *múltiplos* de una cantidad mínima del mismo. Estudió particularmente los óxidos que da el nitrógeno con el oxígeno:

$$\begin{aligned} &14 \text{ g de N} + 8 \text{ g} && \text{de O} \rightarrow 22 \text{ g de } N_2O \\ &14 \text{ g de N} + 8 \text{ g} \times 2 = 16 \text{ g} && \text{de O} \rightarrow 30 \text{ g de } N_2O_2 \\ &14 \text{ g de N} + 8 \text{ g} \times 3 = 24 \text{ g} && \text{de O} \rightarrow 38 \text{ g de } N_2O_3 \\ &14 \text{ g de N} + 8 \text{ g} \times 4 = 32 \text{ g} && \text{de O} \rightarrow 46 \text{ g de } N_2O_4 \\ &14 \text{ g de N} + 8 \text{ g} \times 5 = 40 \text{ g} && \text{de O} \rightarrow 54 \text{ g de } N_2O_5 \end{aligned}$$

Como vemos, los diferentes pesos de oxígeno que pueden combinarse con el mismo peso de nitrógeno, son entre sí como los números 1, 2, 3, 4 y 5.



Fig. 63. — John Dalton (1766-1844).—Químico inglés, quien impuso la hipótesis atómica.

En base a estos hechos enunció la ley que lleva su nombre, y que se conoce también como la *ley de las proporciones múltiples:* "Cuando dos sustancias simples se combinan para formar varias sustancias compuestas, la masa de una de ellas relacionada a una misma masa de la otra, da por resultado la obtención de números enteros y generalmente pequeños".

Esta importante ley permitió trasformar la hipótesis atómica de los filósofos griegos en una teoría (ver pág. 231, § 168).

EXPERIMENTOS

1º—*Obtención del cloro por ácido clorhídrico y bióxido de manganeso.* — En un tubo de ensayo con un tapón de goma atravesado por un tubo de desprendimiento (Fig. 64), colocar bióxido de manganeso y HCl concentrado; calentar suavemente y observar el burbujeo de cloro en el matraz que contiene agua para su disolución; una vez que el agua adquiere un color amarillento, reemplazar el matraz con un tubo de ensayo seco, con lo que el cloro, en virtud de su gran densidad, va desalojando al aire. Poniendo un papel blanco detrás, puede observarse fácilmente su color amarillento.

2º—*Caracterización del cloro y algunas de sus propiedades.*—Acercar a la boca del frasco que contiene agua de cloro, un papel de filtro humedecido con solución de ioduro de potasio que contiene unas gotas de engrudo de almidón; ¿qué color se desarrolla? Interpretar la reacción química correspondiente.

La avidez del Cl_2 por el H es tan grande que llega a sustraerlo con violencia de ciertas sustancias orgánicas. Si se sumerge un papel de filtro mojado con esencia de trementina (compuesto que contiene C e H), el calor de la reacción producida, inflama la esencia dando densos y abundantes humos negros.

Si en un recipiente que contiene cloro introducimos una delgadísima lámina de Cu, se ataca dando una sustancia verdosa (cloruro de cobre) y aún llegar a quemar. Interpretar la reacción producida.

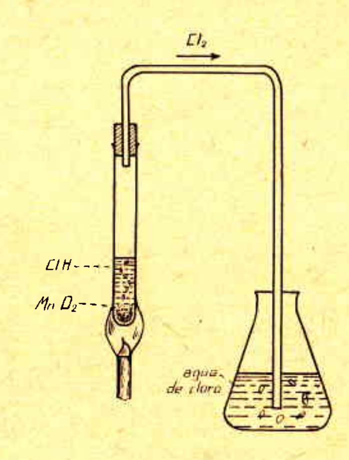


Fig. 64.—Obtención del agua de cloro.

3º—*Demostración de la fuerza decolorante (oxidante) del agua de cloro.*— a) Introducir en sendos tubos de ensayo algunas flores y telas coloreadas, recubriéndolas con agua de cloro. Observar la decoloración.

b) Efectuar la misma reacción con tintura de tornasol, la que también se decolora rápidamente.

Demostrar que es necesario la presencia de agua, acercando un papel de tornasol seco a una corriente gaseosa de cloro; el tornasol no se decolora.

4º—*Preparación de hipoclorito de sodio y demostración de su poder oxidante.* — En el mismo dispositivo del experimento Nº 1, reemplazar el agua del Erlenmeyer por solución diluída de hidróxido de sodio, con lo cual se produce hipoclorito de sodio. ¿Qué producto de uso familiar presenta el mismo olor que esta solución?

Sumergir en el líquido obtenido, bandas de papel de filtro impregnadas en tinta, fucsina diluída, tornasol, azul de metileno, etc.; comprobar su decoloración inmediata por efecto de la acción oxidante del hipoclorito alcalino. Interpretar dicho poder oxidante.

5º—*Preparación del ácido clorhídrico.*—Utilizando el mismo aparato del experimento Nº 1, colocar en el tubo de ensayo cloruro de sodio y cubrirlo con ácido sulfúrico concentrado; calentar suavemente y recibir el gas producido en el recipiente con agua.

Si se desea obtener mayor cantidad, hacer uso del aparato de la página 126.

Con la solución de ácido clorhídrico obtenido, efectuar los siguientes experimentos:

Reacciones de caracterización.— a) A unos cm³ colocados en un tubo de ensayo, agregar unas gotas de nitrato de plata, con lo cual se forma abundante precipitado blanco arrequesonado de cloruro de plata.

b) Acercar a la boca del Erlenmeyer un frasco conteniendo solución de amoníaco; los vapores de éste, en contacto con los del ácido clorhídrico forman humos blancos de cloruro de amonio.

c) *Solubilidad del ácido clorhídrico en agua.*—Reemplazar en el aparato anterior el Erlenmeyer por un tubo de ensayo bien seco; una vez lleno de vapores de ácido clorhídrico, taparlo con el dedo e invertirlo en una cubeta conteniendo agua teñida con tintura de tornasol azul. Destápase con cuidado bajo el agua y se verá ascender el líquido hasta la parte superior, al mismo tiempo que su color azul se trasforma en rojo. El vacío se debió a la gran solubilidad del ácido clorhídrico en el agua.

CUESTIONARIO

1.—¿Qué elementos constituyen la sal de cocina y para qué fines se utiliza en el laboratorio químico?

2.—¿Cómo se prepara el cloro en el laboratorio, y cómo se lo obtiene en la industria?

3.—¿Qué propiedad química fundamental posee el cloro? ¿Por qué razón el cloro desodoriza los líquidos cloacales? ¿Por qué posee poder decolorante? ¿Es necesaria el agua para que el cloro ejerza su acción oxidante?

4.—Comparar las densidades de: a) cloro e hidrógeno; b) cloro y oxígeno.

5.—¿Qué es el agua de cloro? ¿Cómo actúa? ¿Por qué se usa la cloración del agua en los natatorios?

6.—¿Cómo se prepara el ácido clorhídrico? El gas clorhídrico seco, ¿es ácido? El ácido clorhídrico de los laboratorios, ¿es una sustancia pura o es una solución?

7.—¿Cómo se obtienen los hipocloritos? ¿Qué propiedades justifican sus usos? ¿Cómo se hace el blanqueo en la industria?

8.—Describir la obtención de los cloratos. ¿Cuál es la propiedad fundamental de los mismos?

9.—Describir los elementos halógenos. ¿Qué relación existe entre las propiedades comunes que presentan y sus pesos atómicos? ¿Por qué son electronegativos? ¿Cómo se caracteriza el iodo?

10.—Describir la electrólisis del cloruro de sodio. ¿Qué importancia tiene para la industria?

11.—Definir la ley de Richter. ¿Qué se entiende por estequiometría? ¿Qué es un equivalente químico? ¿Qué relación tienen con los equivalentes electroquímicos?

12.—Definir las leyes de Proust y de Dalton. ¿Qué importancia poseen estas leyes?

CAPÍTULO IX

AZUFRE

Azufre.—Estado natural.—Propiedades físicas: estados alotrópicos y polimorfismo.—Extracción y purificación.—Propiedades químicas.—Aplicaciones.—Combinaciones hidrogenadas: ácido sulfhídrico.—Combinaciones oxigenadas. — Anhidridos y ácido sulfuroso — Anhidrido sulfúrico. —Ácido sulfúrico, preparación, propiedades y usos.—Reconocimiento.— —Experimentos. Cuestionario.

102. Estado natural.—El azufre, como sustancia simple, era ya conocido en la más remota antigüedad. Los alquimistas lo consideraban como uno de los tres elementos fundamentales[1]. Existe en la naturaleza en estado libre o *nativo*, en grandes yacimientos, en las cercanías de volcanes activos o apagados; combinado con los metales, es también muy abundante, bien en estado de *sulfuro* como en la pirita (S_2Fe), calcopirita (SCu, S_2Fe), calcocina (SCu), galena (SPb), blenda ($S\,Zn$), o bien en estado de sulfato, como en el yeso (SO_4Ca, $2\,H_2O$), o en la baritina (SO_4Ba). También lo contienen combinado en forma compleja, los seres vivos y numerosas sustancias orgánicas.

103. Propiedades físicas: estados alotrópicos y polimorfismo.—El azufre es una sustancia sólida, amarillo limón, inodora, quebradiza, mala conductora del calor y electricidad; frotado con un paño se electriza negativamente. Las propiedades físicas del azufre son variables por la existencia de estados alotrópicos (ver alotropía pág. 84), a saber: dos variedades cristalizadas y dos amorfas. Las dos formas cristalizadas son: la octaédrica y la prismática. El *azufre octaédrico* (figura 65) pertenece al sistema rómbico, es sólido, amarillo limón, de densidad 2,07 y punto de fusión 114°C., insoluble en el agua, pero muy soluble en sulfuro de carbono y

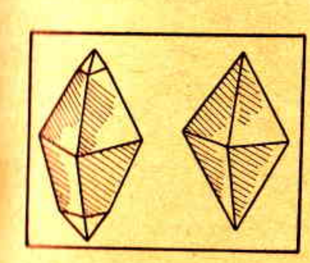


Fig. 65.—Azufre octaédrico.

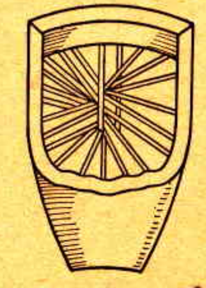


Fig. 66.—Azufre prismático.

[1] Según los alquimistas, los metales estaban formados por azufre, mercurio y sal.

en cloruro de azufre ($Cl_2 S_2$). Se obtiene disolviendo trozos de azufre en $S_2 C$ y evaporando el disolvente. Esta forma cristalizada es la más estable a la temperatura ordinaria. El azufre nativo es octaédrico.

El *azufre prismático* (fig. 66), se forma fundiendo el azufre y dejándolo enfriar lentamente: se obtienen largas agujas prismáticas que pertenecen al sistema monoclínico, de color amarillo oscuro, de densidad 1,97 y punto de fusión 119° C. Esta variedad alotrópica del azufre es poco estable, pues dejándolo espontáneamente al aire se transforma en S octaédrico, lo cual se manifiesta al perder las agujas su transparencia original.

Las variedades amorfas son las llamadas *azufre blando*, insoluble en $S_2 C$, y *azufre precipitado*, soluble en aquél. Si se somete un trozo de azufre a la acción del calor, funde a 114° C, dando un líquido amarillo y flúido; si se continúa calentando, va adquiriendo un color cada vez más pardusco y su viscosidad aumenta, hasta el punto que puede invertirse la vasija que lo contiene sin que se vierta. Aumentando la temperatura a 300° C vuelve a fluidificarse, y, por fin, a 445° C comienza a hervir

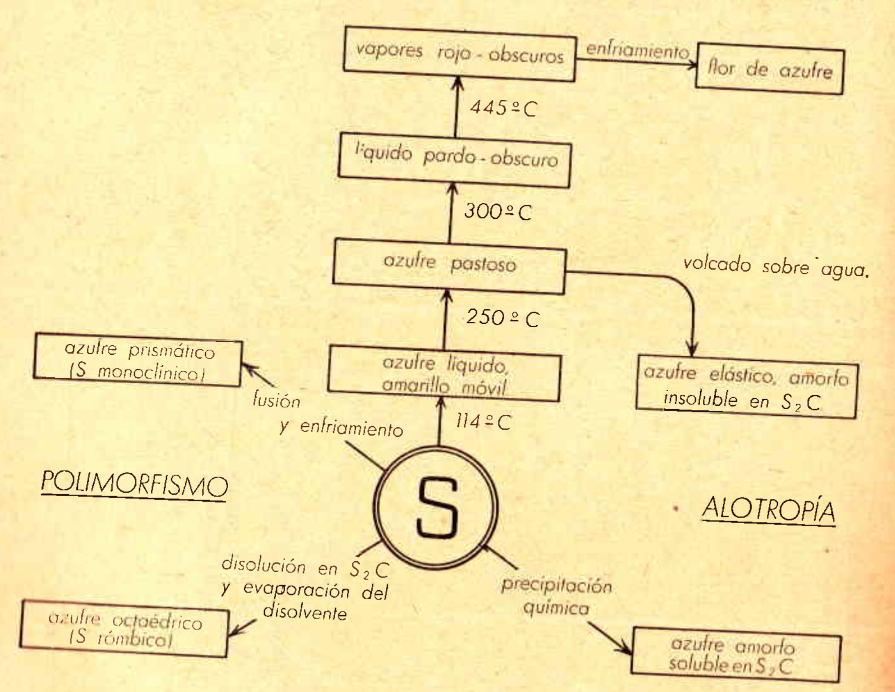


Fig. 67.—Azufre. Estados alotrópicos y polimorfismo.

INDUSTRIA DEL AZUFRE

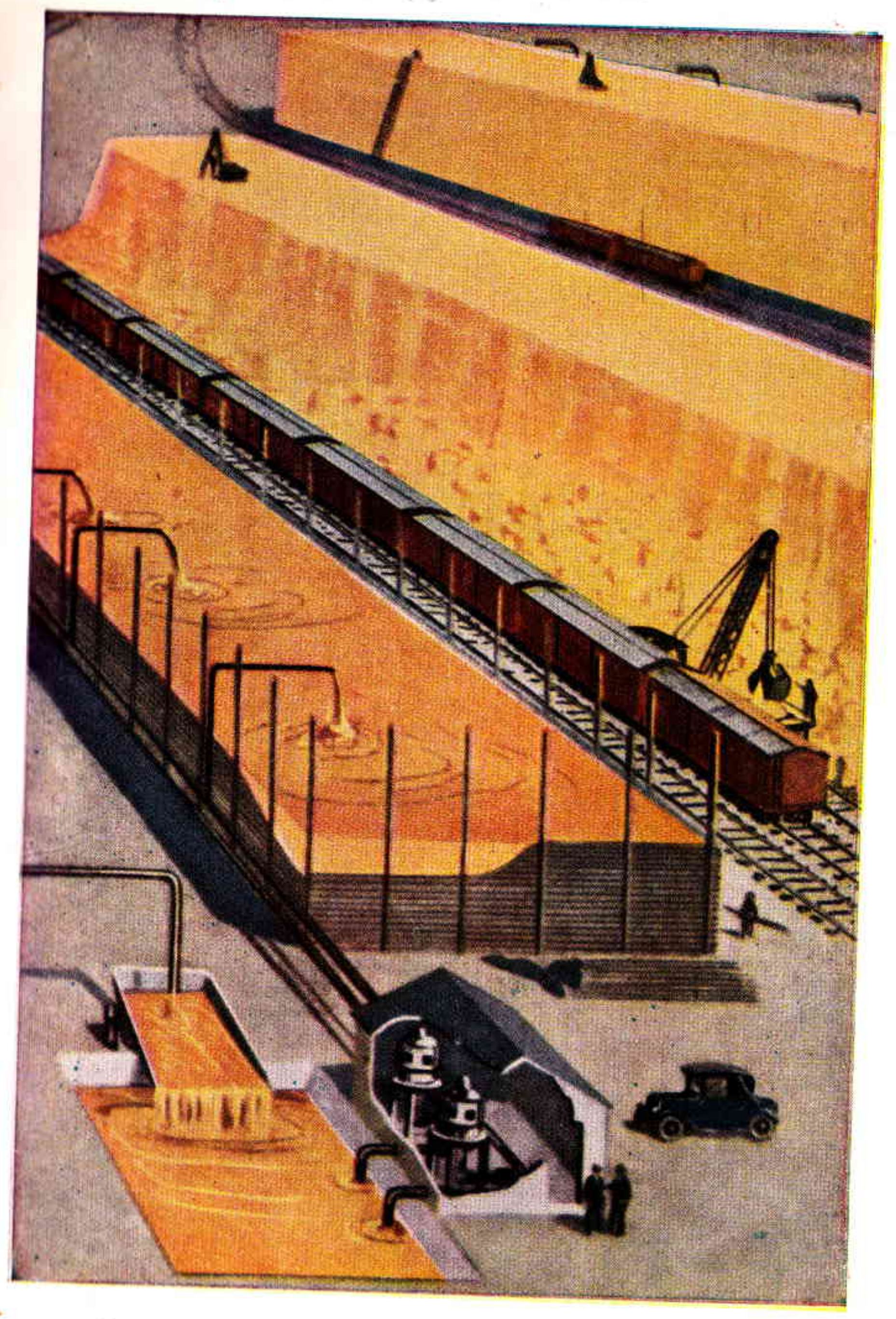


Lámina II

Extracción del azufre en Luisiana (Texas), por el método de Frasch. (s/Black y Conant, Practical Chemistry, N. York 1933)

dando vapores amarillos rojizos que, enfriados bruscamente, subliman dando un polvo cristalino llamado *flor de azufre.*

Si cuando el azufre está fundido y a 250°C se vierte sobre agua fría, se solidifica, transformándose en una masa blanda de color anaranjado oscuro, de naturaleza plástica como la goma, e insoluble en sulfuro de carbono: éste es el S blando, variedad que se convierte en azufre cristalizado al cabo de pocos días. Por último el azufre obtenido por precipitación de las disoluciones de polisulfuros, es un polvo blanco, amorfo y soluble en sulfuro de carbono *(azufre precipitado).*

104. Extracción y purificación.—La industria obtiene grandes cantidades de azufre extrayéndolo de las tierras volcánicas por fusión. Esta operación se practica en Italia por dos procedimientos, denominados de los *calcaroni* y los *doppioni.*

El *procedimiento de los calcaroni* consiste en agrupar el mineral en grandes pilas, sobre un plano inclinado, y formando chimeneas con los trozos más grandes. Se cubre el montículo con tierra y se enciende con leña, introduciéndola por la chimenea (fig. 68) : una parte del azufre arde y suministra el calor necesario para fundir el resto, que se desplaza por el plano inclinado hacia la base del horno donde se lo recoge y solidifica en moldes de madera.

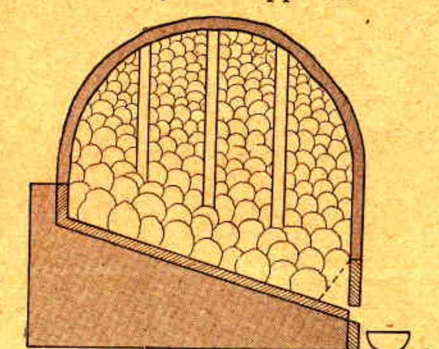


Fig. 68.—Procedimiento de los "calcaroni"

El *procedimiento de los doppioni,* o por destilación, consiste en colocar el mineral en vasijas de barro dispuestas en hornos para su calentamiento (fig. 69) ; éstas se comunican por un tubo lateral con otras semejantes situadas exteriormente y provistas en su parte inferior de una abertura para la extracción de azufre. El calor del horno sublima este metaloide, el cual pasa en estado de vapor a la vasija exterior donde se condensa y se recibe el líquido por la abertura inferior en tinas llenas de agua donde se solidifica.

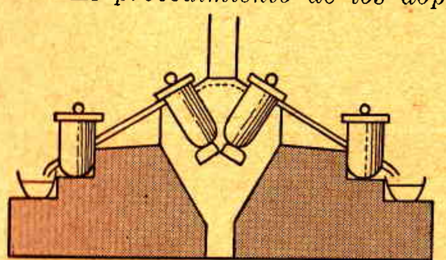


Fig. 69.—Procedimiento de los "doppioni".

Azufre de piritas.—Industrialmente, también se obtiene S en cantidades apreciables calentando las piritas de hierro en recipientes cerrados:

$$2\ S_2 Fe \longrightarrow S_2 + 2\ S Fe$$

bisulfuro hierro — azufre — sulfuro de hierro

Método americano de Frasch.—En la región de Texas y Luisiana existen grandes yacimientos de azufre en el interior de la tierra (a una profundidad de 200 a 500 m), con un grado de pureza sumamente elevado (99,5 %). El problema de la extracción fué resuelto por un químico americano, Herman Frasch, quien ideó el dispositivo simple e ingenioso que se describe a continuación (fig. 71). En un pozo obtenido por perforación, como se hace para los de petróleo, se introducen hasta el yacimiento del mineral tres tubos concéntricos, que terminan en la forma indicada en el esquema; por el espacio anular externo circula agua sobrecalentada y a presión (150° C. y 6 atmósferas), la que al contacto con el S lo funde, obligándolo por la presión a penetrar por la parte inferior del extractor. Por el tubo central se inyecta aire comprimido y caliente, que obliga al mineral fundido a ascender por el espacio medio, llegando en esa forma a la superficie de la tierra, donde se vuelca en grandes cajones de madera para su solidificación.

Fig. 70.—Perfil del yacimiento de azufre en Luisiana, Texas (E. U.).

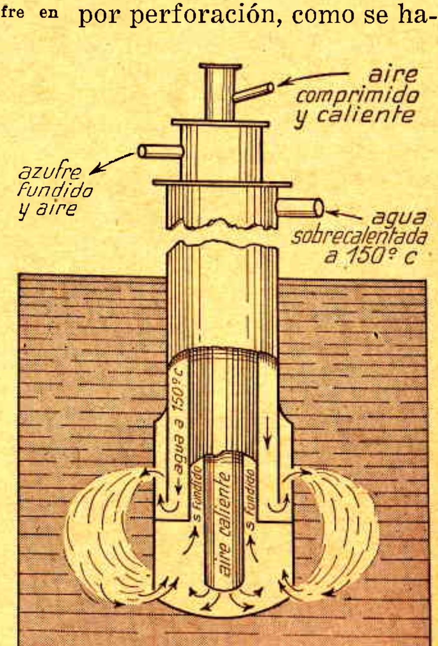


Fig. 71.—Aparato de Frasch para la extracción de azufre.

Refinación.—El azufre obtenido por el método de Frasch es muy puro. Por el contrario, el extraído por los otros procedimientos necesita una purificación previa, que se hace aprovechando la propiedad de volatilizarse y condensarse sobre superficies frías al estado de "flor de azufre". El aparato que se usa generalmente es el de Laming (fig. 72). Consiste en una gran cámara de condensación que recibe los vapores de S producidos en una retorta que calienta este metaloide a fuego directo. Los vapores condensados caen al fondo de la cámara, cuyo piso es inclinado, y allí se recogen; pero si la temperatura de la misma se eleva a 114°C o más, el S funde y se dirige al exterior vertiéndolo en moldes cónicos, que, después de enfriados, producen el S en barras.

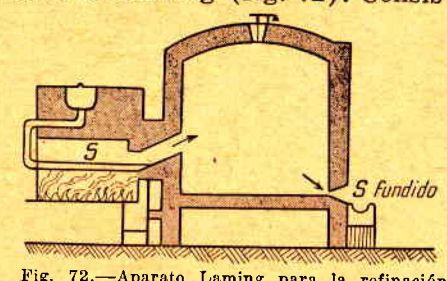


Fig. 72.—Aparato Laming para la refinación del azufre.

105. Propiedades químicas.—El S es un elemento de gran actividad química: se combina con casi todos los demás, pero siempre que se lo haga reaccionar en condiciones adecuadas (polvo muy fino, en estado líquido o de vapor, según los casos). En sus combinaciones con los metaloides, funciona como bi, tetra o exavalente; en cambio, con los metales actúa como bivalente.

Arde en presencia del aire o del oxígeno con llama azulada produciendo anhídrido sulfuroso, reconocible por su olor sofocante:

$$S + O_2 \longrightarrow S O_2 \uparrow$$

Con el cloro forma cloruro de azufre, líquido:

$$2\ S + Cl_2 \longrightarrow Cl_2\ S_2$$

Con el hidrógeno, a la temperatura de 400° C, forma ácido sulfhídrico:

$$S + H_2 \longrightarrow S H_2 \uparrow$$

Se combina con el carbono al rojo, produciendo sulfuro de carbono (ver pág. 215):

$$C + 2\ S \longrightarrow S_2 C$$

Se une con los metales, desprendiendo calor y formando sulfuros:

$S + Fe \longrightarrow SFe$	Sulfuro de hierro
$S + Zn \longrightarrow SZn$	" " cinc
$S + Pb \longrightarrow SPb$	" " plomo
$S + 2\,Na \longrightarrow SNa_2$	" " sodio

En términos generales, puede decirse que el azufre por sus propiedades químicas se asemeja al oxígeno, aunque, comparativamente, su actividad química es menor.

106. Aplicaciones.—El S se emplea mucho para combatir una enfermedad parasitaria de las viñas, producida por un hongo llamado *oidium*.

Se emplea S para fabricar ácido sulfúrico, bermellón artificial, sulfuro de carbono y otros productos químicos. En grandes cantidades se usa en la fabricación de cerillas, de la pólvora ordinaria o negra (que es una mezcla en proporciones adecuadas de azufre, nitrato de potasio y carbón) y en la vulcanización del caucho, operación ésta que consiste en mezclar el azufre con el caucho natural (látex extraído del árbol de la goma), en proporciones de 10 a 20 del primero, por 100 del segundo, y calentarlos a 120° C; de esta manera el caucho natural se transforma en *goma vulcanizada*, la que goza de las propiedades de elasticidad e impermeabilidad tan conocidas y apreciadas, sin ablandarse por el calor como haría el caucho natural. Si la proporción de S se eleva hasta 50 % del peso de la goma, se obtiene un producto extremadamente duro y aislante: la *ebonita*.



Fig. 72 bis. — Indígena extrayendo por incisión el jugo lechoso (látex), que coagulado por los ácidos se convierte en la goma elástica *(caucho bruto)**.

En medicina se aplica con éxito, en forma de pomadas, contra ciertas enfermedades de la piel.

107. Combinaciones hidrogenadas.—Ácido sulfhídrico.—Es un gas fétido, que se encuentra en estado libre en las aguas minerales sulfurosas y se forma en la descomposición de todas las materias orgánicas que contienen azufre, particularmente durante la putrefacción de las albúminas animales y vegetales. Las albúminas de los huevos son tan ricas en azufre combinado que cuando están podridos dejan percibir un potente olor de hidrógeno sulfurado. Es de gran interés por ser uno de los reactivos más útiles en los laboratorios químicos.

* Del árbol de la goma existen enormes bosques vírgenes en el Brasil y grandes cultivos en las Indias Holandesas. La explotación no hubiera interesado, de no haberse descubierto la vulcanización (N. Goodyear 1840), una de las grandes aplicaciones del azufre.

Se prepara por la acción de los ácidos clorhídrico o sulfúrico diluídos sobre un sulfuro, (comúnmente el sulfuro de hierro). Con un aparato como el indicado en la figura 73 o bien un generador de Kipp (pág. 91), se puede obtener una corriente de gas sulfhídrico:

Fig. 73.—Preparación del SH_2

$$SFe + 2\,ClH \longrightarrow Cl_2Fe + SH_2 \uparrow$$

$$SFe + SO_4H_2 \longrightarrow SO_4Fe + SH_2$$

Este gas incoloro, de olor desagradable (huevos podridos), se disuelve en el agua a la proporción de 3 volúmenes para 1 de disolvente (*agua sulfhídrica*). Es sumamente tóxico: aire que contenga 1 por 1000 de este gas, puede producir rápidamente la muerte.

Es un *gas combustible:* arde en el aire con llama azulada, dando:

$$2\,SH_2 + 3\,O_2 \rightarrow 2\,SO_2 + 2\,H_2O$$

Si hay poco aire, la combustión sólo logra separar azufre:

$$SH_2 + O_2 \rightarrow S + H_2O$$

Es un *ácido débil,* es decir manifiesta las propiedades características del H^+, con poca intensidad. Así, p. ej.: es un electrólito que conduce con dificultad la corriente eléctrica, interpretándose este hecho porque está muy poco ionizado:

$$SH_2 \rightleftarrows S^= + 2\,H^+$$

La ionización de éste, como la de los demás ácidos débiles (sulfuroso, carbónico, bórico, acético, etc.), es una reacción reversible en donde una pequeña cantidad de iones está en equilibrio con la mayor parte de la sustancia que existe en solución como moléculas no ionizadas.

Los *ácidos fuertes,* como el clorhídrico, nítrico, sulfúrico, etc., están totalmente ionizados (Debye y Hückel), poseyendo así una gran concentración de cationes H^+ que explican su gran actividad como ácidos.

No obstante ser el sulfhídrico un ácido débil ataca a casi todos los metales formando sulfuros de color característico: SPb negro, SCd amarillo, SMn rosado, SZn blanco, reacciones que se utilizan en los laboratorios para el análisis de las sustancias minerales.

108. Combinaciones oxigenadas.—El S puede combinarse con el O para dar los anhídridos sulfurosos y sulfúrico, los que se combinan con el H_2O dando los respectivos ácidos. Las ecuaciones químicas y las fórmulas desarrolladas de los productos resultantes son las siguientes:

Anhídridos	sulfuroso:	$S + O_2 \rightarrow SO_2$	ó	$S(=O)_2$
	sulfúrico:	$S + 3\ O \rightarrow SO_3$	ó	$S(=O)_3$
Acidos	sulfuroso:	$SO_2 + H_2O \rightarrow SO_3H_2$	ó	$S(=O)(OH)_2$
	sulfúrico:	$SO_3 + H_2O \rightarrow SO_4H_2$	ó	$S(=O)_2(OH)_2$
	pirosulfúrico:	$SO_3 + SO_4H_2 \rightarrow S_2O_7H_2$	ó	$HO-S(=O)_2-O-S(=O)_2-OH$

109. Anhídrido sulfuroso. — El SO_2 es un gas que se desprende de los volcanes en actividad; se encuentra, además, en pequeñas cantidades en la atmósfera, sobre todo en la de las grandes ciudades, por efecto de la combustión de la hulla y del petróleo en los establecimientos industriales, pues dichos productos contienen siempre pequeñas cantidades de S.

Preparación.—1º *Procedimientos industriales.*—

a) Por combustión del S en presencia del aire:

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2 \uparrow$$

b) Por tostación de piritas o de otros sulfuros naturales en hornos rotativos (fig. 74):

$$\underset{\text{sulfuro de hierro}}{2\ S_2Fe} + 11\ O \longrightarrow \underset{\text{óxido férrico}}{Fe_2O_3} + 4\ SO_2 \uparrow$$

$$\underset{\text{sulfuro de cinc}}{2\ SZn} + 3\ O_2 \longrightarrow \underset{\text{óxido de cinc}}{2\ ZnO} + 2\ SO_2 \uparrow$$

2º) *Procedimiento de laboratorio:* Reduciendo el ácido sulfúrico por ciertos metales (Cu o Hg).

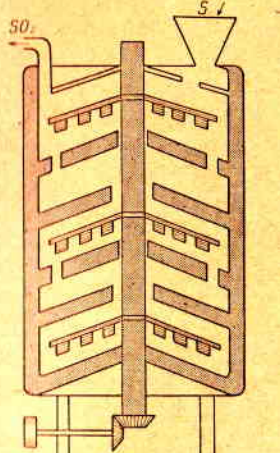


Fig. 74.—Horno rotativo para obtener anhídrido sulfuroso.

La reacción se interpreta considerando la facilidad con que se disocia el ácido sulfúrico: su anhídrido actúa, por una parte, como oxidante reduciéndose a anhídrido sulfuroso, y, por otra, forma el sulfato correspondiente al metal empleado. Así con el Cu:

$$SO_4H_2 \longrightarrow SO_3 + H_2O$$
$$SO_3 + Cu \longrightarrow OCu + SO_2$$
$$SO_4H_2 + OCu \longrightarrow SO_4Cu + H_2O$$

y sumando las tres ecuaciones:

$$2\ SO_4H_2 + Cu \longrightarrow SO_4Cu + 2\ H_2O + SO_2$$

(ver pág. 260)

Propiedades.—Es un gas incoloro, de olor sofocante, que provoca la tos, más pesado que el aire (D=2,26), incomburente; es muy soluble en agua, con la que se combina, formando ácido sulfuroso, reacción que es reversible por ser el ácido sulfuroso, poco estable:

$$SO_2 + H_2O \rightleftarrows SO_3H_2$$

Se licua con facilidad, dando un líquido que hierve a —8°C; para obtenerlo en ese estado, es suficiente hacerlo circular en un tubo sumergido en una mezcla refrigerante, como la que indica la figura adjunta. La evaporación de este líquido produce gran absorción de calor; por tal causa se lo emplea en la industria frigorífica, para la fabricación de hielo y en las heladeras automáticas.

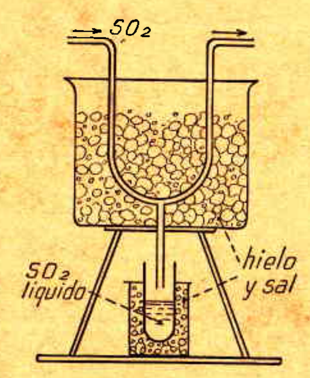


Fig. 75.—Preparación del SO^2 líquido.

Es un *reductor enérgico*, por su tendencia a fijar el oxígeno, ya sea del aire o de los compuestos oxigenados. Para ello es indispensable que el SO_2 actúe en presencia de H_2O; en estas condiciones, el ácido sulfuroso origina-do se apodera del O, transformándose en ácido sulfúrico .

$$SO_2 + H_2O \longrightarrow SO_3H_2$$
$$SO_3H_2 + O \longrightarrow SO_4H_2$$

Por tal causa, las soluciones del ácido sulfuroso sólo se

conservan si se mantienen al abrigo del aire. La acción reductora del gas sulfuroso se manifiesta no solamente sobre las sustancias oxigenadas habituales (permanganato de K, agua oxigenada, peróxidos metálicos, etc.), sino que también priva de oxígeno a la mayoría de los compuestos orgánicos, decolorando un gran número de sustancias (violetas, tornasol, vinos, tejidos coloreados). Su función antiséptica se explica también, como su poder decolorante, por la misma acción química reductora.

Usos.—La aplicación más importante del SO_2 tiene lugar en la fabricación del ácido sulfúrico. En los laboratorios, se usa como reductor. Las fumigaciones de gas sulfuroso se emplean para la destrucción de insectos y para la desratización; como antiséptico en la viticultura; y para sanear las salas de los hospitales y desinfectar las frazadas, sábanas, etc., de los enfermos. Por su acción decolorante se emplea, además, para el blanqueo de las sedas, lanas, papel, paja, esponjas, etc.

Por el frío que produce el SO_2 líquido al gasificarse, se usa para la fabricación del hielo y en la refrigeración en general.

109 bis. — El ácido sulfuroso, SO_3H_2, es poco estable. Calentando sus soluciones desprenden SO_2, siendo la hidratación del anhídrido una reacción reversible:

$$SO_2 + H_2O \rightleftarrows SO_3H_2$$

Es ácido débil, que se ioniza en dos etapas (como ocurre con todos los ácidos diácidos):

$$SO_3H_2 \rightleftarrows SO_3H^- + H^+$$

$$SO_3H^- \rightleftarrows SO_3^= + H^+$$

Las sales de este ácido se denominan *sulfitos*.

Si la solución ácida se neutraliza con hidróxido de sodio y se evapora a sequedad, se obtiene una sal, el sulfito de sodio, de fórmula SO_3Na_2:

$$2\,Na(OH) + SO_3H_2 \longrightarrow SO_3Na_2 + 2\,H_2O$$

y en la que los hidrógenos del ácido han sido sustituídos. Sin embargo, pueden formarse también *sales ácidas* por sustitución de un solo hidrógeno (*bisulfitos*).

$$NaOH + SO_3H_2 \longrightarrow H_2O + \underset{\text{sulfito ácido de sodio}}{SO_3HNa}$$

Reconocimiento.—1º La solución del ácido sulfuroso decolora una solución de permanganato de potasio.

2º Un papel impregnado de iodato de potasio y engrudo de almidón, se azulea en presencia de la solución del ácido sulfuroso; ello es debido a que por la acción reductora de este último queda iodo libre, que da ioduro de almidón.

110. Anhídrido sulfúrico.—El anhídrido sulfúrico (SO_3) procede de la unión directa del O con el SO_2, en presencia de un catalizador (platino) y a temperatura de 400° C.

$$SO_2 + O \longrightarrow SO_3$$

Esta reacción es la base del proceso de fabricación del ácido sulfúrico (SO_4H_2), por el método de contacto (ver más adelante).

En el laboratorio puede obtenérselo por el aparato ilustrado en la fig. 76. El SO_2 producido por la combustión del azufre se transforma en SO_3 por la presencia del amianto platinado (fibras de amianto humedecidas en una solución de cloruro de platino Cl_4Pt y calcinadas). El SO_3 se condensa en el tubo enfriado.

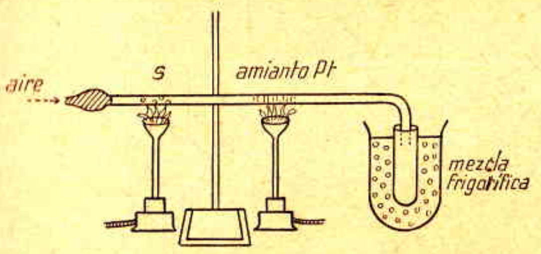


Fig. 76.—Preparación de SO_3 por catálisis.

Propiedades.—El anhídrido sulfúrico se presenta bajo dos formas alotrópicas: como líquido incoloro que solidifica a 15° y hierve a 46° C; como cuerpo sólido, blanco, que cristaliza en agujas blancas sedosas. Es extraordinariamente ávido de agua, con la que se combina formando ácido sulfúrico:

$$SO_3 + H_2O \longrightarrow SO_4H_2$$

Esta reacción se efectúa con gran desprendimiento de calor, produciendo un ruido parecido al chirrido del hierro candente cuando se sumerge en agua.

En el aire húmedo, desprende vapores blancos espesos por la condensación; es sumamente venenoso y corrosivo.

Usos.—Se emplea en la preparación de colorantes artificiales, así como en la obtención de los ácidos sulfúrico y pirosulfúrico o de Nordhausen ($S_2O_7H_2$).

111. Acido sulfúrico. Obtención.—SO_4H_2.—Vulgarmente llamado aceite de vitriolo, es el ácido más importante de la industria química por estar vinculado directa o indirectamente a la mayoría de los procesos químicos industriales.

No se lo obtiene en el laboratorio: la industria lo produce

en cantidades enormes por oxidación del SO_2 en presencia del agua, y por dos procedimientos:

1º *Método de contacto.* — Como ya hemos visto, el SO_2 se oxida en presencia de un catalizador a la temperatura de 400° C. El anhídrido sulfúrico resultante se trata luego con agua.

$$SO_2 + O \longrightarrow SO_3$$

$$SO_3 + H_2O \longrightarrow SO_4H_2$$

Este método exige purificar previamente los gases, eliminando los compuestos arsenicales, por cuanto actúan como *venenos* del catalizador, anulando su eficacia. Por esta causa se utiliza generalmente SO_2, obtenido por combustión de azufre puro (ver S pág. 148). La mezcla de aire y de SO_2 se calienta previamente a la temperatura de la reacción y pasa a través de los tubos que contienen el catalizador. El SO_3 se recoge disolviéndolo en ácido sulfúrico concentrado, y añadiendo simultáneamente la cantidad de agua necesaria para mantener constante dicha concentración (figura 77).

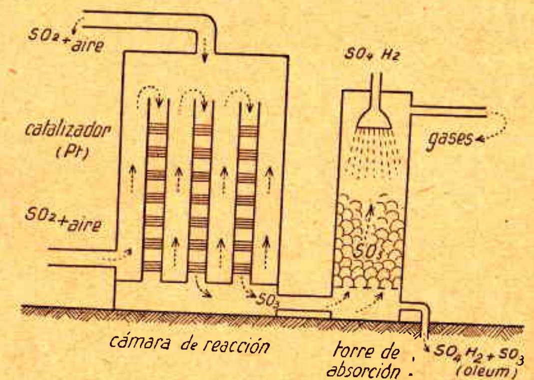


Fig. 77.—Fabricación del ácido sulfúrico (método de contacto).

2º—*Método de las cámaras de plomo.*—La preparación del ácido sulfúrico por este procedimiento se basa en la oxidación del SO_2 en presencia del vapor de H_2O:

$$SO_2 + O + H_2O \longrightarrow SO_4H_2$$

pero esta combinación que transcurre con lentitud extraordinaria, debe realizarse en presencia de un catalizador, que en este método es el ácido nítrico; la acción catalítica de éste se explica por la formación de compuestos intermedios, acerca de cuya naturaleza existen varias teorías. Una de las más aceptadas, es la que admite como producto intermedio la formación del *sulfato ácido de nitrosilo* ($SO_4H.NO$), por acción del ácido nítrico sobre el SO_2:

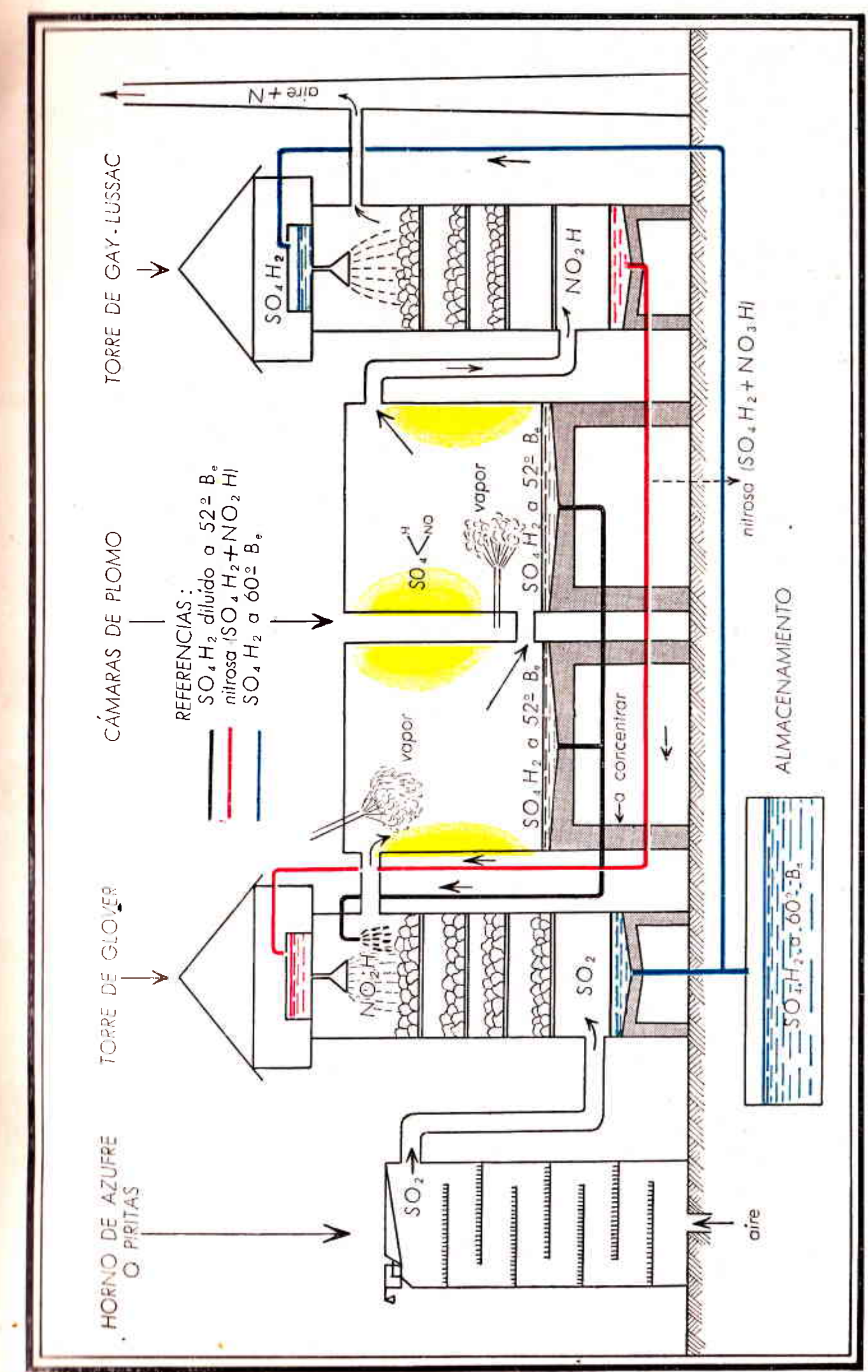


Lámina III

Esquema de la fabricación del ácido sulfúrico por el procedimiento de las cámaras de plomo.

$$1) \quad SO_2 + NO_2.OH \rightarrow SO_2\left\langle\begin{matrix} OH \\ O.NO \end{matrix}\right.$$

anhídrido sulfuroso + ácido nítrico → sulfato ácido de nitrosilo

El sulfato ácido de nitrosilo, en presencia de vapor de agua, reacciona a su vez con formación de SO_4H_2 y ácido nitroso

$$2) \quad SO_2\left\langle\begin{matrix} OH \\ O\,NO \end{matrix}\right. + H\,OH \rightarrow NO_2H + SO_4H_2$$

Es decir que la oxidación del SO_2 se hace a expensas de un oxígeno del catalizador, del NO_3H, que pasa así a ácido nitroso NO_2H.

Para recuperar el ácido nitroso en el mismo proceso, es puesto nuevamente en contacto con O y SO_2; con lo que se forma una nueva cantidad de sulfato ácido de nitrosilo.

$$3) \quad NO.OH + SO_2 + O \rightarrow SO_2\left\langle\begin{matrix} OH \\ ONO \end{matrix}\right.$$

ácido nitroso + anh. sulfuroso → sulfato ácido de nitrosilo

La instalación industrial consta de un horno, donde se quema S o se tuestan piritas para producir el SO_2 (anhídrido sulfuroso); de dos torres, la primera de Glover, la segunda de Gay Lussac, llena de piedra silícea y carbón de coque, y entre ellas varias cámaras interiormente forradas de plomo (por ser este metal inatacable por el SO_4H_2), en las cuales se inyecta vapor de agua. La lámina III ilustra una planta para la fabricación de ácido sulfúrico por el método de las cámaras de plomo. En la torre Glover circulan, en sentido ascendente, la mezcla de SO_2 y aire proveniente del horno de S o piritas, y por la parte superior cae una fina lluvia de ácido nítrico concentrado. En esta torre se verifica la reacción 1, y el sulfuro ácido de nitrosilo pasa a las cámaras de plomo (cristales amarillos de las cámaras de plomo), donde se combina con el vapor de agua, formando ácido sulfúrico diluído según la reacción 2. El ácido nitroso es recuperado en la torre de Gay Lussac, disolviéndolo en SO_4H_2, que cae en forma de lluvia fina por la parte superior, y la mezcla denominada "nitrosa" se conduce a la torre de Glover, donde se pone en contacto con otra porción de SO_2, verificándose la reacción 3.

En la práctica, se aprovecha además la alta temperatura de la torre de Glover para concentrar el ácido sulfúrico diluído a 52° Be, que se recoge en las cámaras de plomo; por la parte inferior de la misma, se extrae el SO_4H_2 concentrado a 60° Baumé. En resúmen, la operación se inicia y termina en la torre de Glover. El ácido obtenido a 60° Be. exige una concentración hasta 66° Be. (D=1,84), que es como se lo expende en

el comercio. Esta concentración se realiza calentándolo en recipientes de porcelana.

Tratándose de un ácido corrosivo, todo el movimiento de los líquidos ácidos en la fábrica se efectúa (para evitar la destrucción de las bombas) por monta-ácidos, que son simples recipientes forrados de plomo, de cierre hermético. Una vez llenos, insuflando una fuerte corriente de aire, el ácido se desplaza por el tubo central y es remitido por la cañería a su destino (fig. 78).

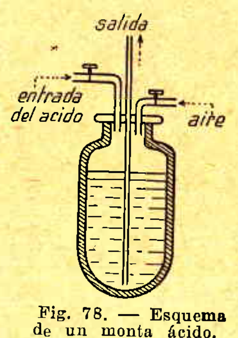


Fig. 78. — Esquema de un monta ácido.

112. Propiedades.—Cuando es puro, es un líquido de aspecto aceitoso, incoloro, inodoro y de densidad casi doble a la del agua (D = 1,84). Es muy ávido de agua, siendo soluble en ella en todas proporciones y con gran elevación de temperatura; por eso, la mezcla de estas dos sustancias debe hacerse con cierta precaución, echando siempre el ácido sobre el agua para evitar proyecciones, que son peligrosas. Hierve a temperaturas muy altas, 338° C, descomponiéndose en parte y desprendiendo humos blancos de SO_3. Es un ácido muy enérgico, cáustico y corrosivo; *carboniza las sustancias orgánicas,* acción que se explica por la deshidratación de las mismas (El SO_4H_2 comercial, generalmente, tiene un color parduzco, debido a los restos de materias orgánicas carbonizadas). Ataca a la mayoría de los metales desprendiendo hidrógeno cuando está diluído.

$$SO_4H_2 + Zn \longrightarrow SO_4Zn + H_2$$

Concentrado y frío, por falta de ionización no ataca los metales; por eso el transporte se verifica en tanques y recipientes de hierro. Concentrado y caliente, reacciona con el Cu, Hg, etc., desprendiendo anhídrido sulfuroso (acción oxidante):

$$2\ SO_4H_2 + Cu \longrightarrow SO_4Cu + 2\ H_2O + SO_2$$

Por su gran fijeza (elevado punto de ebullición), actúa sobre las sales de otros ácidos más enérgicos, desalojándolos de su combinación.

$$SO_4H_2 + 2\ Cl\ Na \longrightarrow SO_4Na_2 + 2\ HCl$$

$$SO_4H_2 + 2\ NO_3K \longrightarrow SO_4K_2 + 2\ NO_3H$$

Sales ácidas y neutras.—Las sales del ácido sulfúrico se llaman *sulfatos.* Se obtienen generalmente haciéndolo reaccionar con los óxidos, hidróxidos o carbonatos del metal correspondiente:

$$SO_4H_2 + 2\ KOH \longrightarrow 2\ H_2O + SO_4K_2$$

$$SO_4H_2 + CaO \longrightarrow H_2O + SO_4Ca$$

$$SO_4H_2 + CO_3Ba \longrightarrow CO_2 + H_2O + SO_4Ba$$

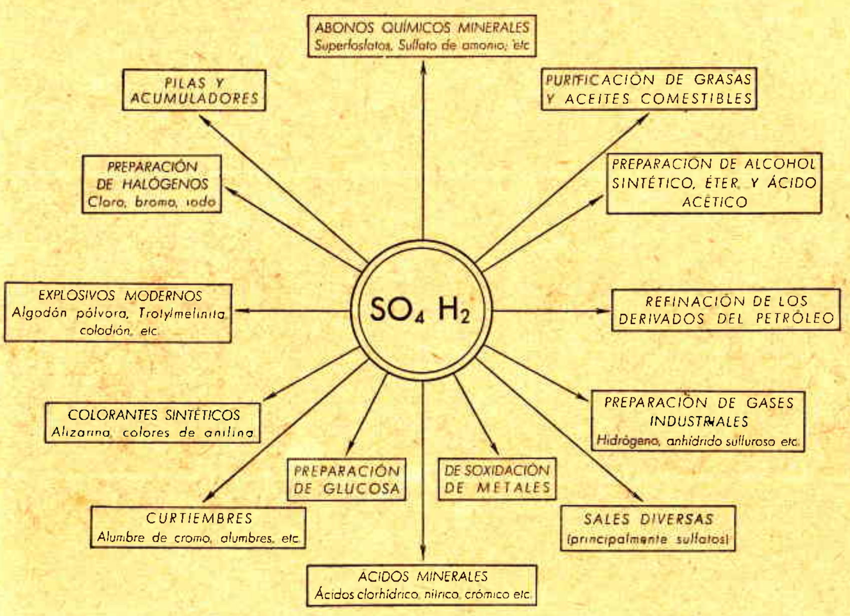
Según que se sustituyan uno o dos de los átomos de H del ácido sulfúrico, se obtienen las sales ácidas o las neutras: SO_4HNa, sulfato ácido de sodio o bisulfato de sodio; SO_4K_2, sulfato neutro de potasio.

Reconocimiento.—El SO_4H_2 y los sulfatos solubles dan un precipitado blanco con una solución de cloruro de bario, formándose sulfato de bario insoluble en el agua y en el ácido clorhídrico.

$$SO_4H_2 + Cl_2Ba \longrightarrow 2\ ClH + SO_4Ba$$

$$SO_4Mg + Cl_2Ba \longrightarrow Cl_2Mg + SO_4Ba$$

113. Usos.—En los laboratorios y en la industria, el ácido sulfúrico es el producto más importante, hasta el extremo de



considerarse el grado de prosperidad material de una nación, por la estadística de su producción. Se utiliza en la preparación

de productos químicos muy importantes: ácido nítrico, clorhídrico, cítrico, tártrico; sulfatos de Na, de Cu, de Fe, alumbres; en la refinación de petróleos y aceites, en la fabricación de la nitroglicerina y otros explosivos; por último, en la preparación de abonos químicos llamados superfosfatos (ver pág. 191).

EXPERIMENTOS

1º—Exhibir los siguientes minerales:

Azufre nativo.

Sulfuros { Pirita de hierro, Galena, Blenda, Calcocina, Calcopirita

Sulfatos { Yeso, Baritina

Estudiar sus propiedades más importantes: caracteres exteriores, cristalización, propiedades físicas, composición química.

2º—*Obtención de varios estados alotrópicos del azufre.*

a) *Azufre octaédrico.*—Disolver en una cápsula azufre en sulfuro de carbono, filtrar y evaporar la solución en un cristalizador; pasado cierto tiempo, observar los cristales obtenidos.

b) *Azufre prismático.*—Fundir S al calor suave en un crisol, observando las transformaciones que se van sucediendo por acción del calor; cuando la sustancia emite vapores, retirarla del fuego, y al formarse una película en su superficie perforarla con un punzón y volcar el contenido líquido que aun resta. Déjelo enfriar y observe los cristales obtenidos, verificando su forma prismática (fig. 66).


Fig. 79.—Azufre amorfo.

c) *Azufre amorfo.*—Fundir S en un balón hasta que emita vapores, volcarlo sobre el dispositivo que muestra la fig. 79, comprobar el estado amorfo de elasticidad de la misma.

3. *Fabricación de pólvora.*—Mezclar íntimamente, en un mortero, seis partes de nitrato de potasio, una de azufre y una de carbón en polvo (usar sustancias perfectamente secas). Comprobar la inflamabilidad por pequeñas porciones, acercándole fósforos encendidos.

4.—*Combustión del azufre.*—Quemar S en una cuchara de combustión, observar el color de la llama, caracterizar el olor de los vapores desprendidos (¡cuidado que son sofocantes!), aproximar un papel tornasol azul humedecido, comprobar el viraje del papel indicador e interpretar las reacciones químicas producidas.

5.—*Obtención del gas sulfhídrico.* — En el aparato de la fig 73 colocar unos trozos de sulfuro de hierro y ácido clorhídrico diluído. Observar: *a)* el desprendimiento de un gas por el burbujeo en el agua de la probeta; *b)* el olor repugnante del gas; *c)* su solubilidad en el agua (agua sulfhídrica); *d)* la reacción ácida, con el papel azul de tornasol (color rojo débil); *e)* después de aguardar unos 10 minutos, a fin de que todo el aire haya sido expulsado del tubo, encender el chorrito de gas que escapa por el extremo del tubo de desprendimiento: arde con llama azulada.

También puede obtenerse el gas sulfhídrico colocando una solución concentrada de sulfuro de sodio en el aparato de la fig. 82; por el embudo de seguridad se agrega, por pequeñas porciones, ácido clorhídrico diluído. Recibir el gas desprendido en una probeta que contenga agua destilada.

6.—*Obtención de sulfuros.* — En cuatro tubos de ensayo conteniendo soluciones de sulfato de cobre, acetato de plomo, nitrato de cadmio y sulfato de cinc, verter algunas gotas del agua sulfhídrica obtenida en el experimento anterior; verificar por el color característico de cada precipitado, los sulfuros formados e interpretar las reacciones correspondientes.

Recordar el experimento nº 1 del capítulo IV (pág. 62). ¿No era un ejemplo de obtención de un sulfuro por vía seca?

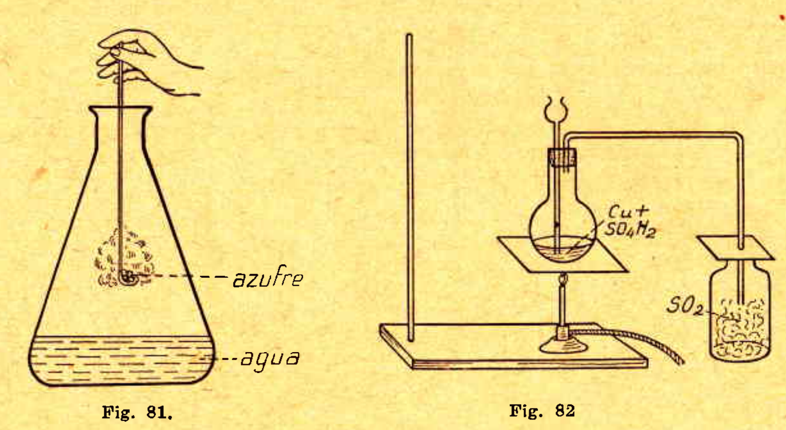
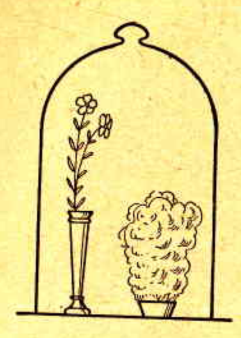


Fig. 81. Fig. 82

7.—*Preparación y reconocimiento de SH_2.* — Introducir el sulfuro de hierro obtenido en la experiencia (5.) en el tubo de ensayo del aparato fig. 73, agregar SO_4H_2 diluído y recibir el gas sulfhídrico en una probeta conteniendo H_2O destilada. Comprobar su olor repugnante.

En cuatro tubos de ensayo, conteniendo las siguientes soluciones: acetato de plomo, nitrato de cadmio, sulfato de manganeso y sulfato de zinc, verter algunas gotas de la solución de la experiencia anterior; verificar por el color característico de cada precipitado los sulfuros formados e interpretar las reacciones correspondientes.

8.—*Preparación y reconocimiento del SO_2.*—Quemar S en una cuchara de combustión e introducirla en un Erlenmeyer que contenga agua destilada (fig. 74). Agitar enérgicamente el recipiente, y con la solución obtenida, efectuar las siguientes reacciones:


Fig. 83.—Poder decolorante del SO_2

a) Comprobar el carácter ácido con el papel de tornasol.

b) Decolorar una solución diluída de permanganato de potasio.

9.—*Preparación del SO_2 con Cu y SO_4H_2.*

Armar un dispositivo como la fig. 82; introducir en el Erlenmeyer virutas de cobre, y agregar gota a gota SO_4H_2 concentrado; calentar y verificar la presencia del SO_2 disuelto por las mismas reacciones efectuadas en la experiencia 7. Diluir el residuo en agua destilada y evaporar en un cristalizador para obtener cristales de sulfato de cobre. Interpretar las reacciones.

10.—*Poder decolorante del SO_2.*—Quemar S bajo una campana conteniendo flores diversas (figura 83); explicar el porqué de la decoloración, generalizando por este procedimiento sus aplicaciones como decolorante industrial.

11.—*Acción del SO_4H_2 sobre las materias orgánicas.*

a) Disolver en un vaso de precipitación 60 grs. de azúcar en 45 de H_2O, agitando fuertemente; agregar por las paredes, en forma lenta, 60 cm.³ de ácido sulfúrico concentrado (fig. 84). Observar la carbonización de la masa, que irá aumentando de volumen hasta desbordar el recipiente que lo contiene.

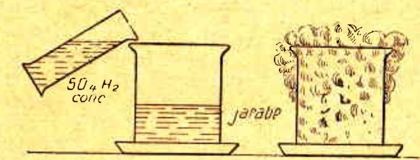


Fig. 84.—Carbonización del azúcar por el SO_4H_2 concentrado.

b) Con una varilla de vidrio mojado en SO_4H_2 concentrado tocar una superficie de madera, trozos de género, flores, etc., verificando al cabo de poco tiempo la carbonización de la materia orgánica que ha estado en contacto con el ácido.

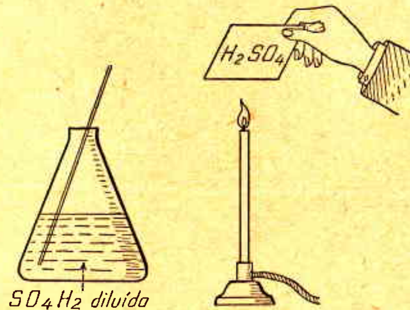


Fig. 85.—Carbonización del papel por el SO_4H_2

c) Con una varilla mojada en SO_4H_2 diluído, efectuar trazos sobre hojas de papel blanco. Poner el papel encima de la llama de un Bunsen, cuidando de que no se queme; observar la aparición de los trazos por la carbonización del papel en la parte que había sido mojada, originado por la concentración del ácido mediante el calor.

d) Mezclar partes iguales de azúcar y clorato de potasio, y colocar la mezcla en una cápsula dispuesta en el fondo de un recipiente cilíndrico alto, para evitar proyecciones (fig. 86); con cuidado, agregar con una pipeta una gota de SO_4H_2 y observar la deflagración instantánea que se produce, el residuo carbonoso y el calor violáceo de la llama.



Fig. 86.

CUESTIONARIO

1.—¿Cuáles son las variedades alotrópicas del azufre?

2.—Escribir algunas fórmulas de sulfuros metálicos y sus correspondientes óxidos.

3.—Cuando se disuelve azufre del comercio en sulfuro de carbono ¿a cuál de las variedades alotrópicas corresponde el azufre que queda insoluble?

4.—¿Cuáles son las propiedades más importantes de SH_2 y por qué es tan usado en los laboratorios de química?

5.—Si se hace burbujear SH_2 en soluciones conteniendo $(NO_3)_2Pb$, NO_3Ag, Cl_2Zn y Cl_2Mn ¿de qué color son los precipitados que se forman?

6.—Cuando trabajamos con hidrógeno sulfurado, ¿no conviene quitarnos el reloj, cadenas, anillos, otros utensilios metálicos, etc.? ¿Por qué?

7.—De los ácidos sulfuroso y sulfúrico ¿cuál es el más estable y por qué?

8.—¿Cómo explica la acción decolorante y desodorizante del ácido sulfuroso?

9.—¿Por qué razón debe utilizarse azufre puro para la fabricación del SO_4H_2 por el método de "contacto"?

10.—¿A qué se debe el color parduzco que generalmente presenta el SO_4H_2 comercial?

11.—¿Qué precaución debe observarse al diluir el SO_4H_2 concentrado?

12.—¿Por qué se vincula el grado de prosperidad industrial de un país al consumo del SO_4H_2 que fabrica?

CAPÍTULO X

AIRE ATMOSFÉRICO

Aire atmosférico.—Historia.—Composición.—Aire confinado y aire acondicionado.—Propiedades.—Aire líquido.—Experimentos.—Cuestionario.

114. Aire atmosférico.—El aire es la capa gaseosa (atmósfera) que rodea la Tierra. Su espesor no ha sido precisado, calculándose en más de 500 Km., aunque a medida que se asciende, el gas se va poco a poco enrareciendo, como se comprueba por la disminución progresiva y continua de la densidad. La región de la atmósfera más próxima al suelo *(troposfera)* no pasa de unos 12 Km.; a ella nos referimos al estudiar las propiedades del aire atmosférico. Arriba de los 12 Km. se halla la *estratosfera.*

La importancia que tiene el estudio del aire es muy grande; para convencerse de ello basta considerar que es el agente de la combustión, de la transmisión del sonido y de infinidad de fenómenos físicos; es un gran laboratorio en el que continuamente se producen las reacciones químicas más diversas. Podríamos imaginarnos la capa gaseosa como un gran receptáculo que almacena continuamente el agua que se produce por vaporización de la que se halla sobre la tierra, devolviéndola en forma de lluvia sobre las llanuras, montañas o mares. Además, tiene el aire una importancia vital tan grande, que la germinación, vegetación, floración y crecimiento de las plantas, así como el desarrollo de los animales, dependen muy especialmente de la acción benéfica del aire.

La influencia de los cambios de temperaturas sobre la atmósfera, origina corrientes de aire (vientos) de potencia variable, que la mano del hombre aprovecha hábilmente.

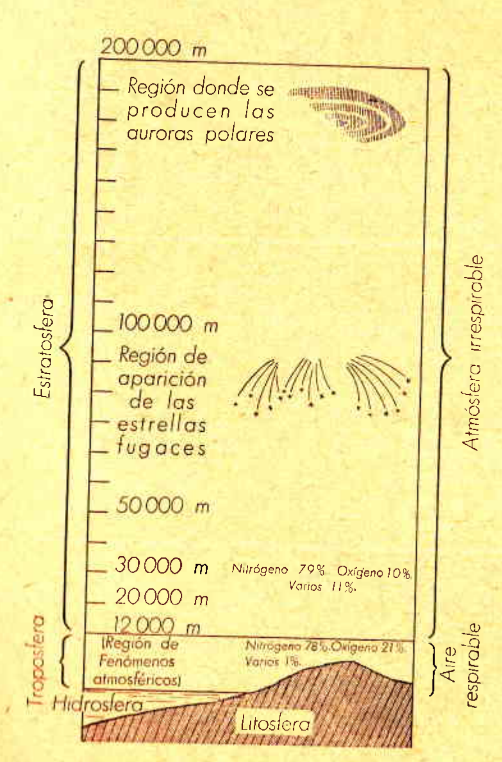
115. Historia.—En la antigüedad, el aire fué considerado como uno de los cuatro elementos fundamentales: aire, agua, tierra y fuego; con el estudio de las combustiones y las oxidaciones inicia el conocimiento de sus verdadera composición. En 1650, Boyle y sus discípulos comenzaron a demostrar experimentalmente que el aire estaba constituído por lo menos por dos gases; uno que mantiene la combustión y la vitalidad de los seres organizados y otro que no las mantiene. Priestley, Cavendisch, Scheele y sobre todo Lavoisier con sus estudios rigurosos y sus numerosos experimentos acerca de la respiración, combustión, oxidación de los metales, etc., lograron combatir todas las teorías contrarias que admitían, como expli-

cación de esos fenómenos, la existencia del *flogisto* (ver pág. 76), precisando la verdadera composición del aire en sus principales componentes: oxígeno y nitrógeno.

El método de análisis de Lavoisier, a quien se considera con toda razón el fundador de la química moderna, consistía en aislar los dos elementos y reunirlos otra vez para reconstruir el aire primitivo, (ver pág. 77 y 170).

116. Composición.—Mediante análisis más rigurosos se estableció posteriormente que el aire, además del O y N, contenía pequeñas cantidades de otros gases; hoy se admite que la composición media es la siguiente:

	Composición en volúmen	Composición en peso
Nitrógeno	78,07	75,50
Oxígeno	20,95	23,16
Anhídrido carbónico..	0,04	0,05
Gases raros: Argón, Neón, etc.	0,94	1,29



Además existen cantidades variables, según las circunstancias, de vapor de agua, ácido sulfhídrico, anhídrido sulfuroso, nitrito y nitrato amónicos y corpúsculos sólidos, minerales y orgánicos (polvillo atmosférico). El CO_2 del aire se origina en la respiración de los animales y las plantas, en las combustiones de sustancias orgánicas y en muchos desprendimientos naturales. A pesar de ello, su proporción permanece constante, siendo las plantas por el proceso de asimilación clorofílica las que lo fijan desprendiendo, a su vez, el O (ver pág. 82).

Los llamados *gases nobles* se descubrieron al comparar la densidad del nitrógeno obtenido de los productos químicos con la densidad mayor del nitrógeno separado del aire, suponiéndose que este último debía contener otros elementos. Las investigaciones fueron llevadas a cabo por los químicos ingleses Ramsay y Rayleigh, quienes demostraron la existencia de dichos gases en el aire, los cuales llevan los siguientes nombres: *helio* (del griego helios = sol), gas descubierto primeramente en el sol; *argón* (del griego argon = perezoso), debido a su gran inactividad química; *cripton* (del griego Krytos = oculto); el *xenon* (del griego Xenos = extraño) y *neón* (de griego neos = nuevo). La característica fundamental de estos elementos es su extraordinaria *inercia química*, o sea su imposibilidad para actuar en reacción. *

El aire es una mezcla.—Todos estos elementos se encuentran mezclados en el aire, pero formando un sistema homogéneo (solución). Que el aire es una mezcla y no una combinación (sustancia pura) se prueba por las siguientes observaciones (ver mezclas y sustancias, pág. 25):

1º—Los gases principales O y N tienen en el aire las mismas propiedades que si se hallan separados.

2º—El O y el N pueden ser separados por medios físicos, ya sea por disolución en el agua, en la que el O alcanza una proporción mayor (hasta 33 %) o bien por destilación fraccionada del aire líquido. En este último caso, si el aire fuera una combinación, la composición del gas que resultara de la destilación sería igual tanto al principio como al final.

3º—La mezcla de O y N en las proporciones que tienen en la atmósfera se produce sin que se efectúe ninguna reacción exo o endotérmica, que es la característica de las combinaciones en general.

117. Aire confinado y aire acondicionado.—Los antiguos higienistas creían que las molestias que sienten las personas reunidas en grandes aglomeraciones en un ambiente limitado como el de los teatros, iglesias, etc. (*aire confinado*), se deben a un aumento exagerado del CO_2 originado por la respiración. Hoy se sabe que esas molestias son ocasionadas por la falta de ventilación, que hace que no pueda renovarse la capa de aire contigua a la piel; como consecuencia dicha capa se satura de vapor de agua y la evaporación del sudor no puede proseguir, anulándose así uno de los factores primordiales de regulación de la temperatura del cuerpo humano.

Los factores de este proceso son tres: a) movimiento del aire; la naturaleza regula la evaporación por sus propios medios, por las corrientes de aire naturales o las que provoca el hombre al moverse, pues de esta manera se renuevan las capas de aire, siendo sustituidas por aire seco y fresco; b) temperatura; una temperatura alta favorece la evaporación, mientras que una temperatura baja la entorpece; c) la humedad; un ex-

* En los últimos años parece que se han conseguido algunas combinaciones (particularmente del helio con ciertos metales), distinguiéndose en estos trabajos el químico argentino Dr. Horacio Damianovich.

ceso de vapor acuoso en el aire dificulta la evaporación, mientras que un defecto (aire muy seco) exagera este proceso haciendo trabajar excesivamente las delicadas mucosas de la boca, nariz y bronquios, preparando al organismo para adquirir catarros.

Pero hay condiciones óptimas, ideales, en las cuales las personas se sienten con gran comodidad y desarrollan, por ello, el máximo de eficacia en sus actividades. Estas parecen ser: 50 a 60 % de humedad relativa, 20°-25°C de temperatura y en forma de una brisa casi imperceptible. Conseguir artificialmente estas condiciones para el ambiente de recintos cerrados (teatros, hogares, trenes, hoteles, oficinas, fábricas, escritorios, etc.), es proporcionarles *aire acondicionado*, siendo uno de los propósitos de la higiene y de la ingeniería moderna. Generalmente el aire fresco (en verano debe pasar por sistemas frigoríficos y en invierno debe ser calentado), se hace pasar por una lluvia de agua con el objeto de introducir cierta humedad, y se renueva 3 a 4 veces por hora. [1]

118. Propiedades del aire.—El aire es un gas incoloro en débiles espesores, azulado en grandes capas, insípido e inodoro; su densidad con relación al agua es 0,001293; en estas condiciones 1 litro de aire a 0° y a la presión normal pesa 1 g. 293. Mal conductor del calor, puede sufrir grandes compresiones y dilataciones simultáneas, propiedad que se utiliza para obtener *aire líquido*.

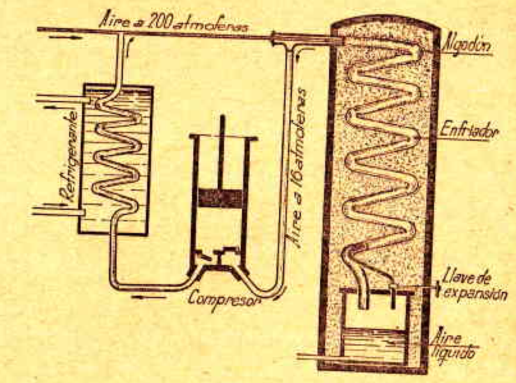


Fig. 87.—Esquema de un aparato para la liquefacción de gases.

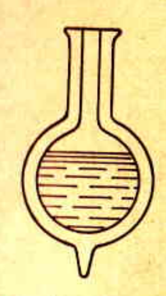
El color azul del cielo, elogiado por los poetas e imitado por los pintores, ha preocupado a numerosos sabios como Leonardo da Vinci, Newton, Tyndall, lord Rayleigh, etc. La teoría que se acepta para explicar este fenómeno, esbozada por Tyndall en 1869, fué desarrollada por Rayleigh en 1899 y se funda en el mismo fenómeno que ocurre cuando observamos lateralmente el humo del tabaco aclarado por el sol y que se presenta con un tinte azulado. El conjunto de moléculas gaseosas del aire, dejan pasar la mayor parte de las radiaciones solares, pero difunden perpendicularmente las de menor longitud de onda (azules, violetas), originándose una luz azulada, parcialmente polarizada. Con carácter secundario, intervienen también las demás partículas del aire: polvillo atmosférico, pequeñísimas gotitas de agua, etc.

---

(1) Está probado el estímulo que ejerce sobre el hombre el aire acondicionado. Además, en algunos casos, su empleo es hasta una necesidad comercial, como en los locales de ciertas industrias textiles, que evitan por ese medio las pérdidas ocasionadas por la rotura de fibras En Sud-África, existe una mina de oro que es la más profunda que se conoce (unos 2 500 m) y cuya explotación hubo que abandonar debido a la gran humedad y temperatura del aire; un equipo de aire acondicionado hizo posible la prosecución de los trabajos (datos de H. Holmes).

118 bis. Aire líquido.—El aire líquido es un producto que ha adquirido gran importancia industrial. Se lo obtiene mediante el método de Linde (fig. 87).

Este método en esencia consiste en comprimir el aire hasta unas 200 atmósferas y dejarlo después expansionarse, con lo que desciende considerablemente su temperatura. Comprimiéndolo de nuevo y expansionándolo después, se enfría aún más, operaciones éstas que repetidas, permiten alcanzar una temperatura inferior a -191° C, a la cual se liquida. Para su conservación se lo guarda en vasijas de dos paredes (vasos de Dewar, fig. 88) entre las cuales se efectúa el vacío; estas paredes están plateadas interiormente como en los "termos" comunes. De este modo se consigue un aislamiento térmico elevado, pues el vacío es muy mal conductor del calor y la superficie plateada refleja las radiaciones térmicas.


Fig. 88.—Vaso de Dewar

El aire líquido es móvil, transparente y azulado; por destilación fraccionada (ver pág. 67) se evapora primero el N (-196°C) y luego el O (-183° C). Contiene más oxígeno que el aire atmosférico (hasta el 50 %), a causa de la dificultad con que se liquida el nitrógeno. Su temperatura tan baja hace que numerosas sustancias orgánicas introducidas en él se pongan durísimas y frágiles como el vidrio; así las carnes, los huevos, el caucho, el alcohol, la esencia de trementina, se endurecen y pueden ser pulverizados. Algodón o polvo de carbón impregnados en aire líquido, arden como pólvora (explosivos modernos).

Usos del aire líquido.—Es un producto industrial que se obtiene en grandes cantidades, ya sea para producir bajas temperaturas como para obtener por destilación sus componentes. La casi totalidad del oxígeno que consume la industria y la medicina se extrae del aire por este procedimiento.

Los gases raros también se separan y algunos de ellos encuentran aplicación industrial; así: el helio por ser incombustible y por su bajo peso específico es apto para inflar globos y dirigibles reemplazando al hidrógeno, que es mucho más peligroso. El neón es un gas que introducido en tubos de vidrio en los que previamente se ha efectuado el vacío adquiere una luminosidad roja al hacer pasar la corriente eléctrica alternada a través de él (letreros luminosos). El argón introducido en el interior de las lámparas eléctricas aumenta la luminosidad y duración del filamento; igual utilización se ha dado al criptón.

EXPERIMENTOS

1º—*Demostración de la existencia de los componentes del aire.*

Oxígeno.—a) Dispóngase un cabo de vela sobre un corcho chato al que se hace flotar en una cuba de agua; enciéndase la vela y cúbrase con una campana, observando los dos fenómenos que simultáneamente se producen: la llama disminuye poco a poco de intensidad luminosa hasta apagarse; el agua contenida en el interior de la campana asciende lentamente hasta ocupar aproximadamente 1|5 de su volumen primitivo.

b) Hágase idéntica comprobación sustituyendo la vela por un trozo de P blanco sujeto por un alambre que se dispone en el interior de un tubo invertido, con aire en su interior (fig. 89). Al oxidarse el fósforo obsérvese el ascenso del nivel del agua en el tubo: compruébese que el volumen ocupado por el agua es 1/5 del total y que corresponde al espacio que dejó el O consumido.

Fig. 89. — Demostración de la composición del aire, por el fósforo, en frío.

c) Pésese cuidadosamente en una cápsula de porcelana una cantidad de estaño en polvo o en virutas; caliéntese fuertemente sobre la llama de un Bunsen soplando frecuentemente sobre la superficie del metal fundido; déjese enfriar y una vez frío pésese nuevamente: el aumento de peso prueba que el metal ha formado el óxido correspondiente al combinarse con el oxígeno del aire.

Nitrógeno.—Dispóngase sobre un corcho chato que flota sobre agua una capsulita con un trozo de fósforo blanco, cúbrase con una campana como lo indica la fig. 90; enciéndase el fósforo por medio de un alambre metálico caliente que se introduce a través de la tubuladura de la campana. Al encenderse el fósforo se desprenden abundantes humos blancos de anhídrido fosfórico, que al cabo de un tiempo desaparecen por haberse disuelto en el agua. Obsérvese el nivel de la campana y se verá que el volumen gaseoso ha quedado disminuído en 1|5 del volumen primitivo. Compruébese que el gas remanente, 4/5, es nitrógeno o ázoe levantando la campana e introduciendo un alambre con un algodón mojado en alcohol inflamado, que se apagará de inmediato.

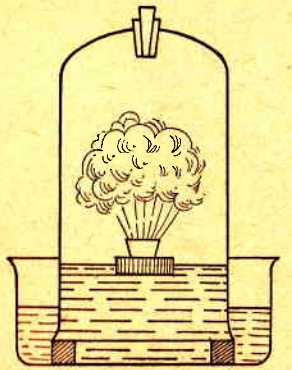


Fig. 90. — Obtención del N por combustión del fósforo.

Vapor de agua.—Enfríese el agua contenida en un vaso de precipitación agregándole varios trozos de hielo; obsérvese al cabo de poco tiempo que la superficie exterior del recipiente se empaña debido a la condensación del vapor acuoso de la atmósfera. Generalícese explicando el empañamiento exterior de recipientes que contienen bebidas heladas (sifones, botellas, etc.) y el mismo fenómeno reproducido en los vidrios de habitaciones calentadas durante el invierno.

Anhídrido carbónico.—Póngase en un recipiente (matraz, balón) un poco de agua de cal, previamente filtrada; tápese y agítese enérgicamente. El enturbiamiento del agua se debe a la formación del CO_3Ca a expensas del CO_2 contenido en el aire.

2.—*Aire líquido.*—En las grandes ciudades

es fácil proveerse de aire líquido en vasos de Dewar de cómodo transporte con el que se puede efectuar los siguientes experimentos.

a) Viértase aire líquido en un tubo de ensayo; compruébese su color azul claro y la baja temperatura que produce por recubrirse exteriormente el tubo de escarcha.

b) Introdúzcase en el aire líquido del tubo de ensayo una astilla con un punto en ignición; ésta arde vivamente, a pesar de la baja temperatura, debido a que el aire líquido tiene mayor riqueza de oxígeno.

c) Viértase aire líquido en un cristalizador y suméríjanse en él trozos de caucho, carne, una flor, una uva, un gajo de naranja, etc., los cuales se endurecerán de inmediato haciéndose frágiles como el vidrio, a causa de la solidificación del agua que contienen.

CUESTIONARIO

1.—Los componentes del aire ¿se encuentran en estado de mezcla o de combinación?

2.—¿Qué función desempeña el nitrógeno en la respiración animal?

3.—¿Qué es el helio y por qué se lo utiliza en la aeronavegación?

4.—¿Por qué el nitrógeno aislado del aire por licuación tiene una densidad sensiblemente superior a la del nitrógeno puro obtenido por descomposición de los nitratos?

5.—¿Por qué se empañan en invierno los vidrios de las habitaciones calentadas?

6.—¿A qué se deben las molestias del aire confinado? ¿Qué es el aire acondicionado?

7.—¿Por qué varía la composición del aire a medida que se asciende verticalmente en la atmósfera? ¿Cuál será la composición probable de la fotósfera solar?

8.—¿Cómo se explica el color azul del cielo?

CAPÍTULO XI

METALOIDES TRIVALENTES.—EL NITRÓGENO Y SUS COMBINACIONES

Metaloides trivalentes.—Nitrógeno.—Preparación.—Propiedades y usos.—Ciclo biológico de Nitrógeno.—Combinaciones del nitrógeno con el hidrógeno y el oxigeno.—Amoniaco: preparación, propiedades, aplicaciones.—Acido nitrico: preparación, propiedades, aplicaciones.—Nitratos.— Experimentos.—Cuestionario.

119. Metaloides trivalentes.—Los elementos de este grupo, N, P, As, Sb, en ese orden, presentan en estado de sustancia simple una gradación de propiedades físicas al variar su peso atómico; es digna de mención la circunstancia de que a medida que aumenta el peso atómico, se acentúa un cierto carácter metálico en los elementos del grupo. Todos ellos funcionan como tri o pentavalentes.

En el cuadro siguiente se consignan sus principales propiedades:

Nombre y Símbolo		Peso atómico	Punto de fusión	Punto de ebullición	Estado físico	Combinación con el hidrógeno	Combinación con el oxígeno	
Nitrógeno	N	14	—214° C	-194° C	gas incoloro	NH_3	N_2O_3	N_2O_5
Fósforo	P	31	44° C	290° C	sólido blanco y rojo	PH_3	P_2O_3	P_2O_5
Arsenico	As	75	500° C	—	sólido gris metálico	AsH_3	As_2O_3	As_2O_5
Antimonio	Sb	120	630° C	1440° C	sólido blanco azulado metálico	SbH_3	Sb_2O_3	Sb_2O_5

120. Nitrógeno.—Este elemento abunda extraordinariamente en la naturaleza: en estado libre en la atmósfera (4/5 partes de su volumen); combinado constituye compuestos nitrogenados minerales como el nitrato de sodio (NO_3Na, nitro de Chile), nitrato de potasio (NO_3K salitre), amoníaco NH_3, y en combinaciones nitrogenadas orgánicas, vegetales y animales (proteínas).

121. Preparación.—1° *A partir del aire*: Cualquier método que sea capaz de sustraer el O. del aire, resulta adecuado para preparar nitrógeno. Para ello puede utilizarse en los laboratorios la combustión del fósforo (fig. 90), la oxidación del Cu, etc. En la industria, partiendo del aire líquido, se separa del oxígeno por destilación fraccionada.

2º—*Por descomposición del nitrito de amonio mediante el calor*:

$$NO_2(NH_4) + \theta \longrightarrow 2.H_2O + N_2$$

El nitrógeno obtenido por este procedimiento, tiene una densidad ligeramente inferior al extraído del aire. Investigando la razón de esta diferencia, Ramsay y Rayleigh descubrieron los gases raros: argón, neón, criptón, helio (ver pág. 167).

122. Propiedades.—El nitrógeno es un gas incoloro, inodoro, muy poco soluble en agua y muy difícilmente liquidable. *Es químicamente inactivo a la temperatura ordinaria:* no es comburente ni combustible, ni se combina con ningún elemento. Esta propiedad es sumamente útil en los fenómenos respiratorios, pues su presencia en el aire aspirado sirve para atenuar las enérgicas propiedades oxidantes del oxígeno.

No es venenoso; solamente es imposible la vida en atmósferas puras de nitrógeno. A temperaturas elevadas o por acción de la energía eléctrica, produce reacciones químicas muy interesantes desde el punto de vista científico e industrial. Se combina con los metales formando nitruros. Haciendo pasar una corriente de nitrógeno sobre carburo de calcio, se forma la *calcio cianamida*:

$$C_2Ca + N_2 \longrightarrow C + CN_2Ca$$

abono de gran utilidad industrial.

Por efecto de los efluvios eléctricos, el N puede combinarse con el H para dar amoníaco; y con el O, formando óxido nítrico:

$$N_2 + 3\ H_2 \longrightarrow 2\ NH_3 \quad y \quad N + O \longrightarrow NO$$

123. Usos.—El nitrógeno tiene gran importancia en la industria para la preparación sintética del amoníaco y el ácido nítrico; en los laboratorios, para cuando se necesita trabajar en atmósferas inertes; y en la agricultura en los abonos nitrogenados (calciocianamida, nitratos).

124. Ciclo biológico del nitrógeno.—El nitrógeno es un elemento esencial para los seres vivos vegetales y animales, que lo toman directa o indirectamente del aire, lo elaboran y lo devuelven nuevamente a él en forma libre o combinada. Este

elemento efectúa en la naturaleza un ciclo biológico comparable al del carbono. Los seres vivos necesitan el nitrógeno en forma asimilable: los animales lo absorben como compuestos *orgánicos*, mientras que las plantas lo asimilan en forma *mineral* (nitratos y sales amoniacales). En la manera de asimilar este elemento necesario para la vida de unos y otros, existe pues una notable diferencia entre los dos grandes grupos de los seres vivos.

Las plantas absorben del suelo el N mineral (nitratos), transformándolo en el interior de las células y elaborando las materias nitrogenadas (proteínas); éstas son después aprovechadas sucesivamente como alimento por los animales herbívoros y carnívoros, para luego volver al suelo (residuos y cadáveres) donde la acción de bacterias *nitrificantes* las transforman en nitratos, cerrándose así el ciclo del nitrógeno (ver fig. 91).

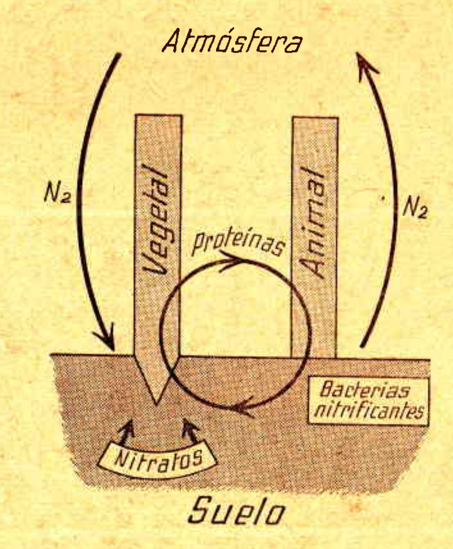


Fig. 91.—Ciclo biológico del nitrógeno.

Hay plantas que aprovechan directamente el N del aire (leguminosas, ciertas algas, microorganismos, etc.) como lo demostraron experimentos cuidadosos de Berthelot (1883), quien, además, supuso que debían participar ciertos microorganismos. Más adelante (1886) dos agrónomos alemanes, Hellriegel y Willfarth, aclararon esta fijación: en las raíces de las leguminosas se forman nudosidades (*tubérculos radicales*) (fig. 92), provocadas por colonias de ciertas bacterias que fijan directamente el N y lo ceden bajo la forma de productos asimilables al vegetal superior, con el cual comparten una vida simbiótica. Esto era conocido desde hace mucho tiempo, considerando a las leguminosas como *plantas mejoradoras*, pues tenían la virtud de enriquecer de productos nitrogenados a terrenos que habían empobrecido por el cultivo intensivo de vegetales. De allí la ventaja de efectuar cultivos alternados de cereales con leguminosas.

También deben contarse entre las fuentes de nitrógeno de los vegetales, al agua de lluvia que contiene combinaciones oxigenadas producidas durante las descargas eléctricas en la atmósfera, así como el NH_3 engendrado en la putrefacción de los residuos orgánicos.

Las descargas eléctricas durante las tormentas producen, por la combinación del nitrógeno con el H y O, amoníaco y bióxido de nitrógeno (NO); este último se combina con el O y H_2O de la atmósfera formando ácidos nitroso y nítrico:

$$2\ NO + O_2 + H_2O \longrightarrow NO_2H + NO_3H$$

estos ácidos reaccionan con el amoníaco, dando nitritos y nitratos amónicos.

$$\underset{\text{ácido nitroso}}{NO_2H} + \underset{\text{ácido nítrico}}{NO_3H} + \underset{\text{amoníaco}}{2\ NH_3} \longrightarrow \underset{\text{nitrito de amonio}}{NO_2(NH_4)} + \underset{\text{nitrato de amonio}}{NO_3(NH_4)}$$

Se deduce, de lo que se acaba de exponer, que continuamente existe en la naturaleza una inmensa circulación de nitrógeno a pesar de la poca actividad química de este elemento. Arrhenius calculó en 400 millones de toneladas el nitrógeno quitado a la atmósfera por año, ya por absorción directa de parte de las plantas, ya a causa de su unión con el oxígeno del aire debido a descargas eléctricas.

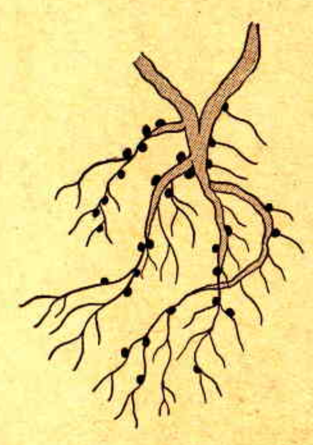


Fig. 92.—Raíz de una leguminosa mostrando las nudosidades características.

125. Combinaciones del nitrógeno con el hidrógeno y oxígeno.

—El nitrógeno forma con el hidrógeno un compuesto estable, *amoníaco*, [H–N(–H)–H] o NH_3, y con el oxígeno una serie de derivados que satisfacen la ley de Dalton o de las proporciones múltiples:

$N_2 + O \rightarrow N_2O$ protóxido de nitrógeno (óxido nitroso) [N≡N>O] (1)

$N_2 + 2\ O \rightarrow N_2O_2$ bióxido de nitrógeno (óxido nítrico) [N=O | N=O]

$N_2 + 3\ O \rightarrow N_2O_3$ anhídrido nitroso [O=N–O–N=O]

1 Este gas, llamado también gas hilarante, pues al inhalarlo produce una suerte de borrachera alegre, se utiliza en la cirugía moderna (así como el ciclopropano) como anestésico general, presentando grandes ventajas sobre el cloroformo y el éter.

$N_2 + 4\ O \rightarrow N_2O_4$ anhídrido nitroso nítrico (peróxido de nitrógeno). [O=N–O–N(=O)=O]

$N_2 + 5\ O \rightarrow N_2O_5$ anhídrido nítrico [O=N(=O)–O–N(=O)=O]

Los tres últimos derivados son anhídridos, porque tratados por el agua forman los ácidos correspondientes:

$N_2O_3 + H_2O \longrightarrow 2\ NO_2H$ ácido nitroso [O=N–OH]

$N_2O_4 + H_2O \longrightarrow NO_2H + NO_3H$

$N_2O_5 + H_2O \longrightarrow 2\ NO_3H$ ácido nítrico [O=N(=O)–OH]

De éstos, los más importantes son los anhídridos nitroso y nítrico.

El anhídrido nitroso N_2O_3 es un líquido azul que hierve a 2°, descomponiéndose con facilidad; se transforma por la humedad en ácido nitroso:

$$N_2O_3 + H_2O \longrightarrow 2\ NO_2H$$

El *ácido nitroso* es un ácido débil, que da con los metales sales denominadas *nitritos;* estas sales generalmente se obtienen reduciendo un nitrato por un metal:

$$NO_3Na + Pb \longrightarrow NO_2Na + PbO$$

El *anhídrido nítrico* N_2O_5, sólido, cristalino e incoloro; es el compuesto más oxigenado del nitrógeno; por hidratación se transforma en ácido nítrico:

$$N_2O_5 + H_2O \longrightarrow 2\ NO_3H$$

Todos los compuestos oxigenados citados se descomponen con desarrollo de calor; el más estable es el *peróxido de nitrógeno* de color pardo rojizo (vapores rutilantes), que sólo se disocia al rojo, lo cual explica por que se le ve aparecer en los productos de la descomposición de los demás compuestos oxigenados por influjo del calor.

126. Amoníaco NH_3.—Antiguamente denominado "álcali volátil" o "espíritu de sal amoníaco", se encuentra en la atmósfera (1 a 2 mg. por m^3.) originado por la descomposición de compuestos nitrogenados orgánicos; combinado forma *compuestos amónicos* caracterizados por la presencia del radical amonio NH_4, en el que el N funciona como pentavalente.

127. Preparación. — 1º Se obtiene en los laboratorios descomponiendo una sal amónica (cloruro, carbonato) por un hidróxido más fijo: soda, potasa, cal, etc.

$$2\ Cl\,(NH_4) + Ca\,(OH)_2 \longrightarrow Cl_2Ca + 2\ H_2O + 2\ NH_3$$
$$CO_3(NH_4)_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CO_3Ca + 2\ H_2O + 2\ NH_3$$

Si se quiere obtener una corriente de amoníaco gaseoso, se dispone a la salida de los vapores una torre secadora con óxido de calcio; de lo contrario se hacen burbujear a los gases en agua para obtener la solución, que es como corrientemente se lo usa (figura 97).

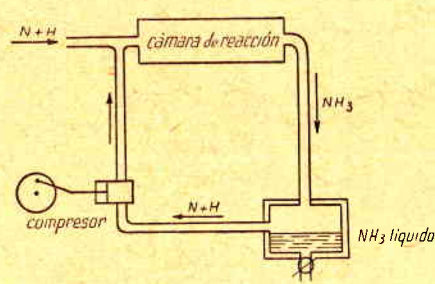


Fig. 93.—Obtención sintética del NH_3

2º—Industrialmente es preparado: a) En la destilación de la hulla, como subproducto de elaboración del gas de alumbrado (ver página 205).

b) El procedimiento sintético, *catalítico*, que consiste en unir el nitrógeno con el hidrógeno a alta temperatura y presión (500 a 600° C y 200 atmósferas) en presencia del hierro como catalizador (fig. 93).

$$N_2 + 3\ H_2 \longrightarrow 2\ NH_3$$

Este procedimiento, debido al prestigioso químico alemán Haber, permitió a Alemania, durante la guerra mundial de 1914 - 1918 obtener el ácido nítrico mediante la oxidación del amoníaco (ver pág. 180, procedimiento de Ostwald); es decir que, partiendo del nitrógeno del aire como materia prima esencial, pudo fabricar sintéticamente un producto indispensable en la elaboración de los explosivos, prescindiendo de los nitratos naturales, que anteriormente debía adquirir en el extranjero.

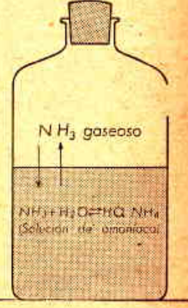


Fig. 93 bis.—Los equilibrios físico - químicos en una solución de amoníaco.

128. Propiedades. — El amoníaco es un gas incoloro, de olor penetrante que excita al lagrimeo. *Es muy soluble en agua:*

a 0° un volumen de agua disuelve más de 1.000 volúmenes de NH_3. Las disoluciones acuosas son menos densas que el agua, pudiendo deducirse de su densidad el contenido de gas amoníaco: la disolución del comercio contiene generalmente 20 % (densidad = 0,925).

El NH_3 es fácilmente licuable a 6 atmósferas y 10° C; una vez liquidado si se deja expansionar produce un gran descenso de temperatura, propiedad que se ha aprovechado para refrigeración industrial.

El NH_3 gaseoso y seco es una sustancia neutra; pero bastan vestigios de humedad para que adquiera reacción alcalina. Disuelto en el agua se verifica una reacción de equilibrio por formarse *hidróxido de amonio:*

$$NH_3 + H.OH \rightleftarrows NH_4OH$$

y el hidróxido de amonio, como *base débil*, se ioniza parcialmente:

$$HO.\ NH_4 \rightleftarrows HO^- + NH_4^+$$

Por eso es que el amoníaco acuoso, debido al oxhidrilo (OH), tiene todas las características de los hidróxidos y es apropiada la denominación de *álcali volátil* con que también se lo conoce.

El NH_3 gaseoso reacciona con los ácidos dando *sales amónicas*, pero solamente en presencia de agua, aunque sean vestigios de ésta (*):

$$HO.\ NH_4 + ClH \longrightarrow \underset{\text{cloruro de amonio}}{Cl(NH_4)} + H_2O$$

$$2HO.\ NH_4 + SO_4H_2 \longrightarrow \underset{\text{sulfato de amonio}}{SO_4(NH_4)_2} + H_2O$$

La primera reacción se produce por el contacto de los vapores: basta acercar dos frascos, uno de NH_3 a otro de HCl, para que de inmediato se formen abundantes humos blancos de cloruro de amonio (fig. 94).

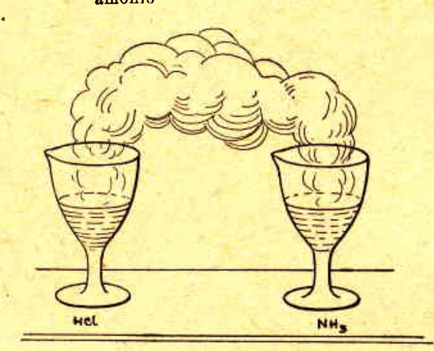


Fig. 94.—Formación de humos blancos de cloruro de amonio.

Reactivo del NH_3 y de sales amónicas. — Se reconocen pequeñas cantidades de ellos por el reactivo de Nessler (solución de iodomercuriato de potasio): en presen-

(*) El NH_3 y el ClH completamente secos no reaccionan, pues ambos, en estado gaseoso, son sustancias neutras.

cia de vestigios da coloración amarillenta, que se transforma en precipitado marrón cuando aumenta la cantidad de NH_3 o de las sales amónicas.

129. Aplicaciones. El NH_3 se usa en los laboratorios como reactivo; en la industria para la fabricación del hielo, abonos nitrogenados, colores de anilina, en la limpieza de ciertas superficies metálicas (bronce, por ej.) y en medicina para neutralizar los ácidos inoculados en la piel por picaduras de insectos o para cauterización de las picaduras venenosas.

130. Ácido nítrico. — NO_3H. — Llamado vulgarmente "agua-fuerte", "espíritu de nitro", se halla libre en muy pequeñas cantidades en la atmósfera. Combinado forma nitratos, algunos de ellos naturales.

131. Preparación.—a) *En el laboratorio*: tratado el nitrato de sodio por el ácido sulfúrico:

$$NO_3Na + SO_4H_2 \longrightarrow SO_4HNa + NO_3H$$

En la industria (fig. 95) se procede a calentar aún el resultado de la reacción con el objeto de hacer actuar el sulfato ácido de sodio sobre otra molécula de sal nitro:

$$NO_3Na + SO_4HNa \longrightarrow SO_4Na_2 + NO_3H$$

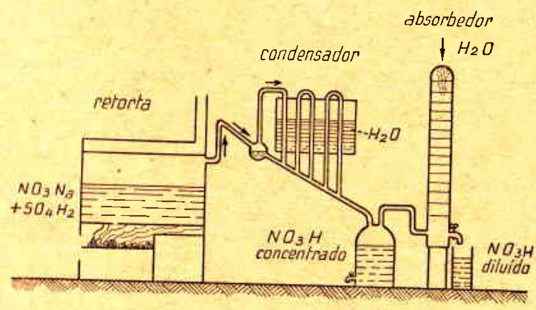


Fig. 95.—Preparación industrial del NO_3H.

b) *Por oxidación del amoníaco obtenido por vía sintética* (procedimiento de Ostwald). Haciendo pasar los vapores NH_3 y aire a través de un tubo conteniendo esponja de platino como catalizador y a una temperatura de 650 a 700° C, se produce la reacción:

$$NH_3 + 2O_2 \longrightarrow NO_3H + H_2O$$

El ácido así obtenido se recibe directamente en agua, o bien se le hace atravesar por absorbedores conteniendo CaO, con lo que se forma nitrato de calcio, utilizado directamente como abono.

c) *Por combinación directa del nitrógeno y oxígeno del aire.*—El extraordinario consumo de salitre y la posibilidad de que en tiempo relativamente corto se agotaran las reservas existentes, plantearon la conveniencia de procurar la obten-

ción sintética del NO_3H, partiendo directamente del N y O del aire; esta síntesis (fijación del N atmosférico) se lleva a cabo por el procedimiento *Birkeland-Eyde* (fig. 96), que se ha generalizado particularmente en aquellas regiones donde es posible captar las caídas de agua (hulla blanca) y generar corriente eléctrica a bajo costo.

Por la acción del arco voltaico y a altas temperaturas (3.000° C) el N y O del aire se combinan formando bióxido de nitrógeno:

$$N_2 + O_2 \longrightarrow 2\,NO$$

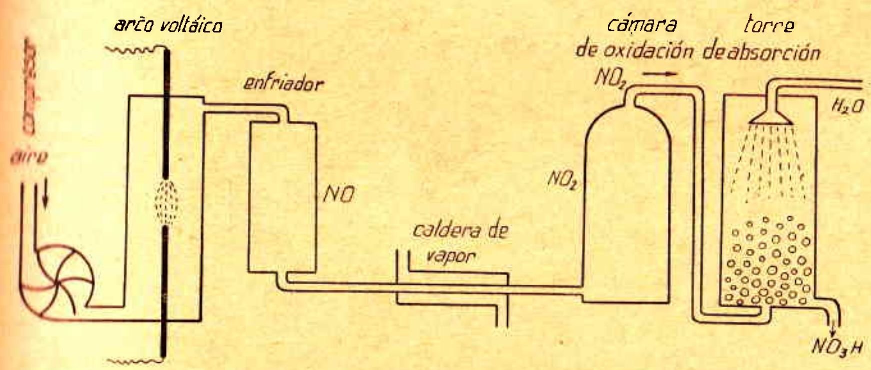


Fig. 96.—Fijación del nitrógeno atmosférico por el procedimiento de Birkeland-Eyde

enfriando el gas rápidamente se consigue que el oxígeno en exceso sature el bióxido transformándolo en peróxido:

$$2\,NO + O_2 \longrightarrow 2\,NO_2$$

reacción que se efectúa en grandes cámaras denominadas cámaras de oxidación. El peróxido formado se disuelve en agua y en absorbedores especiales, con lo que se origina el ácido nítrico:

$$2\,NO_2 + O + H_2O \longrightarrow 2\,NO_3H$$

132. Propiedades.—El ácido nítrico es un líquido incoloro, que se va descomponiendo lentamente por la acción de la luz, coloreándose de amarillo por el NO_2 que se produce. Al calentarlo hierve a 86° C, pero a esa temperatura se acentúa la descomposición.

El ácido nítrico *es uno de los ácidos más fuertes* desde el punto de vista iónico. Pero lo que lo caracteriza químicamente es su *enérgica acción oxidante*, que se manifiesta sobre los metaloides, los metales (ataca a todos menos al oro y platino), ciertas sales, las sustancias orgánicas y en general todas las materias capaces de oxidarse. Así, una astilla de madera con un punto en ignición, al contacto con el NO_3H sigue ardiendo con formación de CO_2 y vapores rutilantes (ver

página 184). En estas acciones oxidantes, el ácido nítrico actúa dando oxígeno naciente (atómico):

$$2\,NO_3H \longrightarrow H_2O + 2\,NO + 3\,O$$

La piel en contacto con el NO_3H queda manchada de amarillo; sobre la mucosa la destruye, por lo que es tóxico y *muy corrosivo.* La acción oxidante del ácido nítrico se intensifica cuando tiene disuelto peróxido de nitrógeno que actúa como catalizador: por eso el ácido más enérgico es el ácido nítrico rojo fumante.

Agua regia. El ácido nítrico mezclado con el clorhídrico en la proporción de 1 a 3 volúmenes, constituye la llamada *agua regia* (su nombre deriva del hecho que disuelve el oro considerado como el rey de los metales); su acción química enérgica es debida al desprendimiento del Cl atómico al estado naciente:

$$3\,HCl + NO_3H \longrightarrow 2\,H_2O + NO + 3\,Cl$$

133. Aplicaciones.—El NO_3 H es uno de los ácidos más importantes desde el punto de vida industrial, pues se consumen grandes cantidades de él en industrias de tanta importancia como la de los abonos, colorantes y explosivos, en la fabricación del ácido sulfúrico y en el grabado de metales (aguas fuertes).

Los métodos de fijación del N atmosférico (procedimiento Birkeland-Eyde) y los estudiados al hablar del amoníaco (Haber), complementados con la síntesis de Ostwald tienen enorme importancia industrial y en particular para la agricultura, pues las reservas naturales de abono son insuficientes para satisfacer las necesidades de los cultivos, por lo que el aprovechamiento del N atmosférico resolvió un problema de capital interés al suministrar nitratos minerales en enormes cantidades y a bajo costo. Los explosivos modernos que han reemplazado a la antigua pólvora negra, son todos derivados nitrados obtenidos por acción del ácido nítrico sobre algunas sustancias orgánicas: con el algodón forma *algodón pólvora* o *nitrocelulosa;* con el toluol da lugar a la formación del *trinitrotoluol,* o T.N.T., o *Trotyl,* el explosivo más poderoso que se conoce; con la glicerina constituye la *nitroglicerina,* que mezclada con tierra porosa, constituye la *dinamita.* La sola enunciación de estos derivados basta para establecer de inmediato la enorme importancia industrial del ácido nítrico.

134. Nitratos.—Son sales del ácido nítrico; se forman por la acción del NO_3 H sobre los hidróxidos o metales.

$$Ca(OH)_2 + NO_3\,H \longrightarrow (NO_3)_2Ca + 2\,H_2\,O$$

$$Ag + 2\,NO_3H \longrightarrow NO_3\,Ag + H_2O + NO_2$$

Todos los nitratos son solubles en agua. Por calcinación se descomponen originando el óxido del metal.

Se emplean en particular algunos de ellos como abonos nitrogenados, para la obtención del ácido nítrico y las pólvoras.

Los principales nitratos son: el *nitrato de sodio,* NO_3 Na (nitro o salitre de Chile), del que existen grandes yacimientos, mezclado con tierra (caliche); y el *nitrato de potasio* (nitro, salitre o nitro de conversión), que aparece sobre los muros húmedos y que se obtiene comúnmente por reacción entre el nitro de Chile y el cloruro de potasio (ver pág. 320).

EXPERIMENTOS

1.—*Preparación de NH_3.*—Dispóngase un aparato como el indicado en la figura 97. Colóquese en el matraz 40 gramos de $Cl(NH_4)$ y 80 grs. de cal viva, con suficiente cantidad de agua hasta hacer una papilla; caliéntese en forma gradual haciendo burbujear el NH_3 desprendido en los recipientes absorbedores.

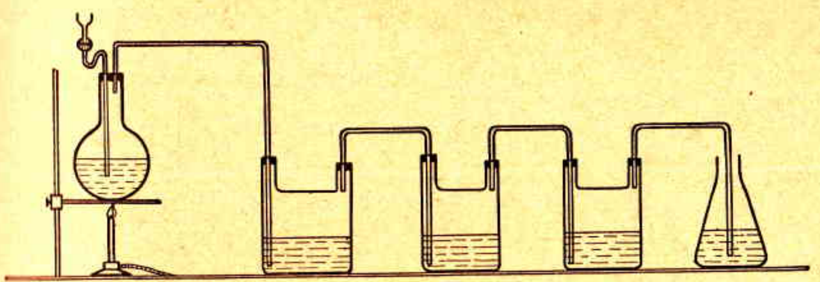


Fig. 97.—Preparación del NH_3 en solución.

2.—*Reconocimiento.*—Con la solución obtenida efectuar las siguientes comprobaciones:

a) Olor. (Proceda con cuidado por cuanto es muy irritante)

b) Reacción con el papel tornasol, explicando el por qué de su carácter básico.

c) Producción de humos blancos de $Cl(NH_4)$ acercando un frasco destapado conteniendo HCl.

d) Aproximar a la boca del frasco de NH_3 una varilla mojada en reactivo de Nessler: comprobar el color que éste adquiere, reacción específica del NH_3 y sus sales.

3.—*Preparación del ácido nítrico.*—Ármese un aparato como el indicado en la fig. 98, evitando toda unión con corcho o goma, pues serían atacados. Colocar en la retorta 50 g de nitrato potásico y 25 g de $SO_4\,H_2$ concentrado; calentar lentamente y recoger el ácido, refrigerando el balón con chorro de agua.

Con este producto comprobar:

a) *Su reacción ácida.* — Se diluyen unas gotas en unos cm³ de agua, y se prueba con papel de tornasol;

b) *Acción sobre los metales.*—Disponer en dos tubos de ensayo mercurio y virutas de cobre; agregar NO_3H y observar el desprendimiento de vapores rutilantes y la formación de los correspondientes nitratos. Evaporar las

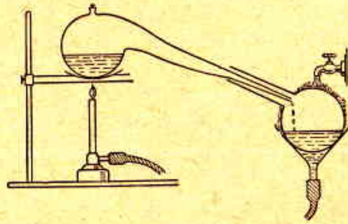


Fig. 98.—Preparación del NO_3H.

soluciones a sequedad en cápsulas de porcelana y calcinar para transformar los nitratos en óxidos. Observar el color de estos últimos.

c) *Grabado al agua fuerte.* — Recubrir una chapa de cobre o de bronce, limpia, con parafina previamente fundida; con un punzón afilado, grabar algunos caracteres de modo que en dichos sitios quede el metal en descubierto; recubrir dichos caracteres con el ácido nítrico. Después de unos minutos, introducir las chapas en agua hirviente y observar el efecto producido.

5.—*Oxidación de materias orgánicas por el NO_3H fumante.*

a) Oxidación de la esencia de trementina: Disponer en una cápsula convenientemente protegida en el interior de un gran vaso de vidrio, una mezcla de SO_4H_2 y NO_3 H concentrados; con una pipeta agréguese gota a gota esencia de trementina, la que al contacto con el ácido produce una explosión e inflamación (¡cuidado!) (fig. 99).



Fig. 99.

b) Oxidación de la madera. Usar el mismo dispositivo anterior colocando en la cápsula de porcelana un trozo de madera prendida y agregar gota a gota NO_3H fumante. Observar el incremento de la combustión y el desprendimiento de vapores rutilantes.

C U E S T I O N A R I O

1.—¿Cómo se podría distinguir el nitrógeno del anhídrido carbónico?
2.—¿Por qué las bombillas eléctricas y ciertas preparaciones medicinales envasadas en ampollas se llenan con nitrógeno?
3.—¿Cuál es el total de N separado anualmente de la atmósfera?
4. Citar sustancias minerales u orgánicas en las que el N figura como constituyente.
5.—¿Cuál es la diferencia entre el NH_3 gaseoso seco y la solución de NH_3 en agua? ¿Por que se lo denomina álcalí volátil?
6.—¿Qué función desempeñan los catalizadores en numerosas reacciones químicas? ¿Cuál es el catalizador que se utiliza en los métodos de Haber y de Ostwald y qué fenómenos realizan?
7.—¿Cuáles son los dos métodos industriales que realizan la fijación del N atmosférico y dónde reside su importancia?
8.—¿Por qué se utiliza comercialmente el NO_3Na y no el NO_3K para fabricar NO_3H?
9.—¿Qué significan las expresiones del latín "aqua fortis", "aqua regia" y "aqua pura"?
10.—¿Por qué el NO_3H fumante es más enérgico que el NO_3H incoloro?
11.—¿Qué importancia tiene el NO_3H en la fabricación de explosivos y cuáles son los más poderosos?
12.—¿Por qué razón Alemania durante la guerra de 1914-1918, y a pesar del bloqueo, pudo fabricar tan gran cantidad de sustancias explosivas?
13.—¿Por qué se utilizan los nitratos como abonos?
14.—¿Cuál es el fundamento del grabado al agua fuerte?

CAPÍTULO XII

FÓSFORO, ARSÉNICO, ANTIMONIO, BORO

Fósforo: estado natural.—Variedades alotrópicas.—Transformaciones recíprocas.—Preparación.—Propiedades.—Aplicaciones.—Anhídridos y ácidos fosfóricos.— Sales ácidas y neutras.—Sales básicas.—Fertilizantes o abonos.—Experimentos.—Cuestionario.—*Arsénico y Antimonio.—Boro.*

135. Fósforo; estado natural.—Es un elemento metaloide que no se encuentra libre en la naturaleza, pero en cambio son muy abundantes sus combinaciones. En estado mineral (como fosfato tricálcico: $(PO_4)_2 Ca_3$), en los huesos y en la fosforita; en combinaciones orgánicas en las lecitinas. El fosfato tricálcico es también uno de los constituyentes esenciales del guano (excrementos de aves marinas).

Fué descubierto en la época de la alquimia por Brand (1669), comerciante hamburgués, quien buscaba como todos los alquimistas la famosa piedra filosofal que le diera el elixir de larga vida y con ello la posesión de incontables riquezas. Durante años la buscó en la orina, pues sostenía que debería eliminarse del organismo por ese conducto; procedió así a destilar grandes cantidades de orina y a mezclar el residuo obtenido con arena, calentando fuertemente la mezcla y ante su sorpresa, el resultado de la destilación emitía luz en la oscuridad. Con todo egoísmo mantuvo en secreto su descubrimiento, explotando la curiosidad popular. Más tarde, otros investigadores lo extrajeron de los huesos en estado de pureza y establecieron sus propiedades.

Importancia biológica. — El fósforo desempeña funciones esenciales en los seres vivientes. En los animales y en estado de fosfato tricálcico, es el compuesto fundamental de los huesos a quien deben su consistencia; unido a bases orgánicas forma ésteres fosfóricos de estructura compleja (lecitinas), constituyendo sustancias de reserva (ej: en los huevos). En los vegetales, la función del fósforo no es menos importante: éstos extraen del suelo y de los abonos el fosfato de calcio, al que reducen y transforman en sustancias orgánicas asimilables y ne-

cesarias a su propia vida; este fósforo vegetal es asimilado luego por los animales herbívoros que lo trasmiten después a los carnívoros, cerrando así un ciclo biológico de gran importancia para la vida vegetativa.

136. Variedades alotrópicas; transformaciones recíprocas.—El fósforo puede presentarse en dos estados alotrópicos: ordinario o blanco y rojo.

1º.—*Fósforo ordinario o blanco.* — Es un sólido de color blanco-amarillento, traslúcido, de aspecto céreo y frágil a la temperatura ordinaria. Despide olor aliáceo (a ajo) por producir ozono en contacto con el aire. Es prácticamente insoluble en agua; en cambio, es bastante soluble en el sulfuro de carbono. Funde a los 44°, pero, como se inflama con tanta facilidad a los 60° C., conviene verificar su fusión en el seno del agua, líquido que también se aprovecha para conservarlo en los laboratorios. El vapor de agua arrastra vapores de fósforo que, al condensarse en partículas pequeñas, se oxidan lentamente, produciéndose una luminosidad azulada, bien visible en la oscuridad y que se llama *fosforescencia,* de donde deriva su nombre (del griego phos = luz, phoros = llevo).

Es muy venenoso (0,1 g ya es mortal); produce sobre la piel quemaduras dolorosas y penetrantes, por lo que nunca debe tocarse con los dedos y hay que manejarlo siempre bajo el agua. Es de una actividad química extraordinaria y se combina directamente con muchos elementos, en particular con los halógenos desprendiendo gran cantidad de calor y luz.

2º.-*Fósforo rojo.* — Si se calienta el fósforo blanco en recipientes cerrados, en atmósfera inerte (privada de oxígeno) y a una temperatura superior a 250°, el fósforo se trasforma en un polvo rojo que es un estado alotrópico del fósforo ordinario, denominado *fósforo rojo.* En ese estado es inalterable al aire, no es fosforescente ni venenoso y es insoluble en el sulfuro de carbono.

Podemos resumir en un cuadro comparativo estas propiedades:

FÓSFORO BLANCO	FÓSFORO ROJO
Color blanco amarillento.	Color rojo.
Funde a 44° C.	No funde.
Es fosforescente.	No es fosforescente.
Se inflama a los 60° C.	Se inflama a los 260° C.
Muy soluble en sulfuro de carbono.	Insoluble en sulfuro de carbono.
Reacciona enérgicamente con los halógenos.	Reacciona lentamente con los halógenos.
Muy venenoso.	No es venenoso.

Ya hemos visto que calentado el fósforo blanco en vasos cerrados y en atmósfera inerte se transforma en su variedad alotrópica o roja; igual fenómeno, pero mucho más lento, se produce dejando por algún tiempo y a la luz del día, un frasco que contenga fósforo blanco: éste se recubre de una tenue capa de fósforo rojo.

Si se quiere convertir el fósforo rojo en blanco, hay que volatilizarlo y condensarlo, es decir, transformarlo en vapor, del que por enfriamiento se separan gotas de fósforo blanco.

Estos hechos se aplican, en general, a todos los casos de alotropía, de modo que puede decirse que la *variedad alotrópica menos estable es la más volátil y la más soluble.*

137. Preparación industrial del fósforo.—El fósforo, por dificultades técnicas, nunca se prepara en los laboratorios. En la industria se obtienen grandes cantidades reduciendo en horno eléctrico la fosforita o el fosfato tricálcico contenido en los huesos (*) por intermedio de carbón y arena.

$$2\,(PO_4)_2\,Ca_3 + 6\,SiO_2 + 10\,C \rightarrow 6\,SiO_3Ca + 10\,CO + P_4$$

El procedimiento es continuo. Por la parte superior del horno se agregan, por un tornillo sin fin, los materiales íntimamente mezclados (fig. 99 bis); el $Si\,O_3\,Ca$ (silicato cálcico) fundido sale por la parte inferior del horno y el fósforo destila por una abertura lateral y se condensa bajo agua, dándole después por fusión la forma de barras.

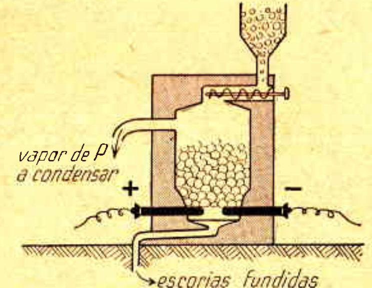


Fig. 99 bis.—Obtención industrial del fosforoso

Otro procedimiento de fabricación, consiste en tratar los huesos desengrasados con ácido sulfúrico; el fosfato monocálcico obtenido se trasforma por el calor en metafosfato, y éste es reducido luego por el C al rojo estado de fósforo. Las reacciones parciales son las siguientes:

$$1^{o})\quad 3(PO_4)_2\,Ca_3 + 6\,SO_4H_2 = 6\,SO_4Ca + 3(PO_4H_2)_2\,Ca$$

$$2^{o})\quad 3(PO_4H_2)_2\,Ca = 6\,H_2O + 3(PO_3)_2\,Ca$$

$$3^{o})\quad 3(PO_3)_2\,Ca + 10\,C = 10\,CO + (PO_4)_2Ca_3 + P_4$$

$$3(PO_4)_2Ca_3 + 6\,SO_4H_2 + 10\,C \longrightarrow 6\,SO_4Ca + 6\,H_2O + 10\,CO + (PO_4)_2Ca_3 + P_4$$

138. Propiedades químicas del fósforo.—Siendo la natu-

(*) Los huesos deben previamente ser tratados por vapor de agua, por ClH, y luego calcinados para destruir la oseína (substancia orgánica); de los primeros tratamientos se obtiene la cola de carpintero y la gelatina.

raleza química de ambas variedades alotrópicas la misma, sus propiedades químicas son semejantes y sólo difieren por su intensidad.

El fósforo se combina enérgicamente con los halógenos, dando derivados halogenados al mínimo o al máximo, según que el fósforo o el halógeno estén en exceso. Así por ejemplo: si se introduce un trozo de fósforo en un frasco conteniendo cloro, se inflama espontáneamente formando tri o pentacloruro de fósforo: Cl_3P o Cl_5P.

En el aire seco y frío el fósforo dá anhídrido fosforoso, pero si se inflama arde dando humos blancos de anhídrido fosfórico:

$$P_4 + 6\,O \rightarrow \underset{\text{anhídrido fosforoso}}{2\,P_2O_3} \qquad \begin{matrix} P{=}O \\ \;\;\;>O \\ P{=}O \end{matrix}$$

$$P_4 + 10\,O \rightarrow \underset{\text{anhídrido fosfórico}}{2\,P_2O_5} \qquad \begin{matrix} //O \\ P{=}O \\ \;\;\;>O \\ P{=}O \\ \backslash\backslash O \end{matrix}$$

Con el hidrógeno y con los metales, el fósforo se comporta como elemento electronegativo de valencia tres. Con el H se obtiene hidrógeno fosforado PH_3 o *fosfamina*, que se produce en la putrefacción de la masa encefálica de los animales; su inflamación al salir a la atmósfera, constituye el *fuego fatuo*, al cual la ignorancia atribuye un origen sobrenatural.

En el laboratorio se prepara la fosfamina por la acción del fósforo sobre una disolución de hidróxido de potasio, en caliente:

$$4\,P + 3\,K(OH) + 3\,H_2O \longrightarrow \underset{\text{hipofosfito de K}}{3\,PO_2H_2K} + PH_3$$

El fósforo se une con los metales dando *fosfuros*. Ej.: PNa_3 fosfuro de sodio, PK_3 fosfuro de potasio, P_2Ca_3 de calcio, etc.

Por su afinidad con el O, es un reductor enérgico. Así, reduce ciertas sales del ácido nítrico precipitando el metal:

$$P + 3\,NO_3Ag + 3\,H_2O \longrightarrow 3\,NO_3H + PO_3H_3 + 3\,Ag$$

139. Aplicaciones del fósforo.—Casi todo el fósforo obtenido en la industria se emplea en la fabricación de *cerillas fosfóricas* (los vulgares *fósforos*). En vista de la toxicidad del fósforo blanco, en la mayoría de los países han prohibido su uso pa-

ra este objeto, reemplazándolo por una mezcla de sexquisulfuro de fósforo, S_3P_4, con agua, dextrina y sustancias oxidantes (clorato potásico, minio, etc.); esta pasta fosfórica se une a una mechita impregnada en parafina. Al frotar la cabeza contra una superficie rugosa, el calor producido por el frotamiento inicia la combustión del trisulfuro y la sustancia oxidante la propaga a toda la masa.

En los barcos se usan exclusivamente los *fósforos de seguridad* o cerillas suecas, cuya cabeza no tiene fósforo sino una mezcla de sustancias oxigenadas (clorato o cromato de K), que se inflaman al frotarlos con el rascador que llevan las cajas, constituído por una pasta de fósforo rojo, dextrina y sulfuro de antimonio; en la frotación, una pequeña cantidad de fósforo rojo se transforma por el calor, en blanco, el cual se inflama y hace arder la cerilla.

En los laboratorios sirve como reductor y para preparar compuestos de fósforo como los fosfuros e hipofosfitos. En agricultura se usa para destruir animales dañinos (roedores), en forma de pastas fosforadas con las que se untan restos alimenticios (pan, queso, etc.).

140. Anhídridos y ácidos fosfóricos.—Sales ácidas y neutras. — Ya hemos visto que el fósforo puede dar dos anhídridos: fosforoso y fosfórico P_2O_3 y P_2O_5, los que por acción del agua se transforman en ácidos. Según el número de moléculas de agua que entran en la combinación, reciben diversos nombres.

El P_2O_3 con 3 moléculas de agua forma el *ácido fosforoso*:

$$P_2O_3 + 3\,H_2O \rightarrow 2\,PO_3H_3 \quad \text{ó} \quad O = P\begin{matrix} /H \\ -OH \\ \backslash OH \end{matrix}$$

El P_2O_5 puede combinarse con 1, 2 ó 3 moléculas de H_2O, formando respectivamente los *ácidos metafosfórico, pirofosfórico* y *ortofosfórico*.

$$P_2O_5 + H_2O \rightarrow 2\,PO_3H \quad \text{ó} \quad O = P\begin{matrix} //O \\ \backslash OH \end{matrix}$$

ácido metafosfórico

$$P_2O_5 + 2\,H_2O \rightarrow P_2O_7H_4 \quad \text{ó} \quad \begin{matrix} O{=}P\begin{matrix} /OH \\ -OH \end{matrix} \\ \;\;\;>O \\ O{=}P\begin{matrix} -OH \\ \backslash OH \end{matrix} \end{matrix}$$

ácido pirofosfórico

$$P_2O_5 + 3\ H_2O \rightarrow 2\ PO_4H_3 \text{ ó } O{=}P(-OH)_3$$

ácido ortofosfórico

Este último es el ácido más importante. Estamos en presencia de ejemplos de los llamados *ácidos poliácidos* [1], caracterizados por poseer por cada molécula dos o más hidrógenos ácidos (ionizables). Siendo estos ácidos poliácidos, la sustitución de uno o más hidrógenos por metales originan dos clases de sales: *neutras o normales* [2], si la sustitución ha sido total y *ácidas*, si la sustitución es parcial. Así, por ej.: el ácido ortofosfórico, que es triácido, puede dar origen a tres clases de sales:

O=P(—ONa)(—ONa)(—ONa) fosfato neutro de sodio o fosfato trisódico

O=P(—ONa)(—OH)(—ONa) fosfato monoácido o fosfato bisódico

O=P(—OH)(—OH)(—ONa) fosfato biácido de sodio o fosfato monosódico

O=P(—O—, —O—)>Ca, (—O—, —O—)>Ca, O=P(—O—, —O—)>Ca fosfato neutro de calcio o fosfato tricálcico

O=P(—OH)(—O—, —O—)>Ca fosfato bicálcico o fosfato ácido de calcio

O=P(—OH)(—OH)(—O—)>Ca(—O—)P(—OH)(—OH)=O fosfato monocálcico o biácido de calcio

Los fosfatos neutros de sodio y de potasio son solubles en agua, los demás fosfatos normales son insolubles. Los fosfatos

[1] Corrientemente se denominan *ácidos polibásicos*, denominación inapropiada tratándose de sustancias ácidas.

[2] El nombre de sales normales es más adecuado que el de sales neutras, pues en solución acuosa presentan una fuerte reacción básica (fenómenos de hidrólisis).

monometálicos son generalmente solubles; por ejemplo: fosfato monosódico PO_4H_2Na, fosfato monocálcico $(PO_4)_2H_4$ Ca, etcétera.

140 bis. Sales ácidas y sales básicas.—Cuando definimos a las sales (ver págs. 71 y 119) en realidad nos referíamos a las llamadas *sales normales* (o neutras), o sea a aquellas que resultaban de la neutralización de un ácido mediante la cantidad equivalente o estequiométrica de una base. Por ionización, al disolverlas en el agua, daban aniones (del ácido) y cationes (de la base) exclusivamente. Pero existen, además, otros dos tipos de sales: las sales ácidas y las sales básicas.

Sales ácidas son aquellas que teóricamente pueden considerarse como el resultado de una neutralización incompleta de un ácido poliácido por una base. Ejemplo:

$$SO_4\ H_2 + HO\ K \longrightarrow SO_4\ H.\ K + H_2O$$

sulfato ácido o bisulfato de potasio

Otros ejemplos son los siguientes: SO_3HNa (bisulfito o sulfito ácido de sodio); CO_3HNa (bicarbonato o carbonato ácido de sodio); etc.

Cuando se disuelven en el agua al ionizarse dan un anión (el del ácido), un catión (el de la base) y cationes hidrógeno que le confieren reacción ácida.

Sales básicas son aquellas que teóricamente pueden considerarse como derivadas de la neutralización incompleta de una base polibásica mediante un ácido. V. gr.:

$$(HO)_2\ Mg + Cl\ H \longrightarrow Cl\ Mg\ (OH) + H_2O$$

cloruro básico u oxicloruro de magnesio

Generalmente las sales básicas son muy poco solubles en el agua, y se engendran por hidrolisis de las sales normales o neutras.

$$Cl_2\ Mg + H_2O \rightleftarrows Cl.\ Mg\ (OH) + Cl\ H$$

$$(NO_3)_3\ Bi + {}_2H_2O \rightleftarrows Bi(NO_3)(OH)(OH) + {}_2NO_3H$$

Esta última sal básica, mezclada con su producto de deshidratación NO_3BiO, es el *subnitrato de bismuto*, muy utilizado en medicina como medicamento y en radioscopia por ser opaco a los rayos X. Otros ejemplos de sales básicas con los siguientes:

Fe(—Cl)(—OH)(—OH) — cloruro férrico básico u oxicloruro férrico

Sb(—Cl)(—OH)(—OH) y Sb(—Cl)(=O) — cloruro básico u oxicloruro de antimonio

La parte soluble de las sales básicas, al ionizarse dan un catión (el de la base), un anión (el del ácido) y anión oxhídrilo que le da carácter básico. P. ej.:

$$Cl\ Fe\ (OH)_2 \rightleftarrows Cl^- + Fe^{+++} + 2\ HO^-$$

141. Fertilizantes o abonos.—Con el nombre de fertilizantes o abonos se conoce un gran número de sustancias artificiales o naturales, que se agregan a todas aquellas tierras que por deficiencia natural, o por exceso de cultivo, tienen pobreza de los 14 elementos químicos indispensables para su existencia y desarrollo. De éstos hay 4 propios de la materia orgánica: C, H, O y N; los 10 restantes: P, S, Cl, Mn, Ca, Mg, Na, K, Fe, Si, se encuentran de preferencia en los compuestos llamados minerales.

Las sucesivas cosechas producen el agotamiento de los elementos en las tierras y en particular de: N, P, K y Ca, los cuales hay que restituir en forma de abonos o fertilizantes.

Los *abonos nitrogenados* (ver ciclo biológico del N) suministran el nitrógeno ya en forma mineral (salitre de Chile, la cianamida cálcica, el nitrato de Ca sintético, el sulfato de amonio, etc.), o bien por intermedio de restos coprozoicos (kopros-excrementos, zoos-animal) como ser: el guano, materia proveniente de las deyecciones y cadáveres de pájaros, que en grandes depósitos existen en las costas occidentales de Chile y Perú; el estiercol; etc.

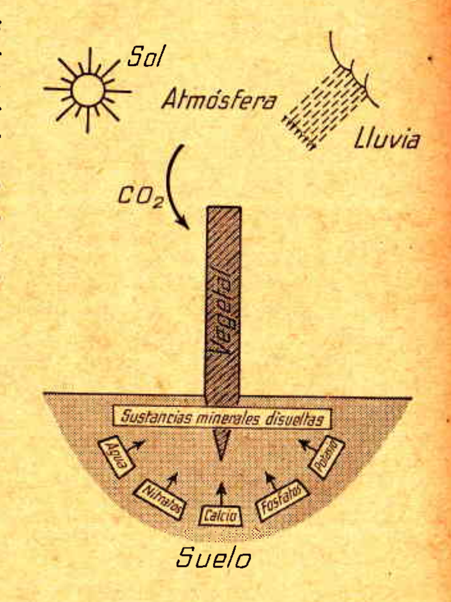


Fig. 100.—Los alimentos de un vegetal.

Los *abonos fosfatados*, para ser fácilmente asimilables por los vegetales, deben suministrar el fósforo en combinaciones que sean solubles. El fosfato tricálcico es insoluble, pero si se lo trata previamente con ácido sulfúrico, se forma la sal monocálcica soluble:

$$\underset{\text{insoluble}}{(PO_4)_2Ca_3} + 2SO_4H_2 \longrightarrow 2SO_4Ca + \underset{\text{soluble}}{(PO_4)_2H_4Ca}$$

El producto de la reacción es el llamado *superfosfato de cal* y aunque tiene cantidades apreciables de SO_4 Ca, éste ejerce también una acción favorable sobre el desarrollo del vegetal, por la incorporación del elemento calcio a su estructura.

La metalurgia, en la afinación del hierro fundido, suministra las *escorias Thomas* (ver pág. 284), muy ricas en fósforo y, por lo tanto, muy apreciadas como abono. Por último, la incorporación del K y Ca (*abonos potásicos* y *abonos cálcicos*) a la tierra de labranza que lo necesita, se efectúa directamente por medio de productos químicos que la industria suministra en gran cantidad: carbonato, nitrato y cloruro de potasio, sulfuro y carbonato de calcio.

EXPERIMENTOS

1º—*Variedades alotrópicas.*—Exhibir fósforo rojo y blanco, comprobando sus caracteres diferenciales más importantes: color, consistencia, solubilidad en sulfuro de carbono, fusibilidad. Para esta última propiedad, cortar bajo el agua con un cortaplumas un trozo de fósforo blanco y otro de fósforo rojo; disponerlos en tubos de ensayo con suficiente cantidad de agua fría hasta recubrirlos. Calentarlos suavemente, con lo que el fósforo blanco funde fácilmente cuando el líquido alcanza a una temperatura aproximada de 55° C; en cambio el fósforo rojo no sufre cambio de estado, ni aun cuando el agua entra en ebullición.

2º—*Oxidación del fósforo.*—a) *En presencia del aire.*—Disuélvase un trozo de fósforo blanco en S_2C, (sulfuro de carbono); imprégnense papeles de filtro en esta solución y déjense secar espontáneamente sobre un soporte o trípode metálico (fig. 102): al cabo de poco tiempo se inflamará el papel (fuegos fenianos). Explicar el fenómeno producido e interpretar las reacciones químicas correspondientes.

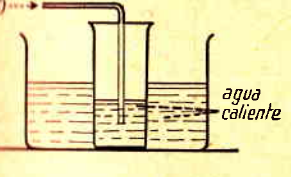


Fig. 101.—Oxidación del fósforo bajo el agua.

b) *En presencia del oxígeno.*—Disponer un aparato como el del esquema (fig. 101); la probeta contiene un pequeño trozo de fósforo sumergido en agua y fundido por intermedio de un baño de agua caliente; hacer circular una corriente de oxígeno y comprobar la inflamación del fósforo. Con papel tornasol comprobar la acidez del agua. Interpretar las reacciones producidas.


Fig. 102.—Fuegos fenianos.

3.—*Fosforescencia.*—Tomar un matraz de un litro de capacidad, llenarlo con agua hasta la mitad, colocando en su interior un trocito de fósforo blanco; llevar el agua a ebullición, oscurecer de inmediato la habitación y observar, especialmente en el cuello del matraz, el fenómeno de la fosforescencia.

4. *Diferencia de inflamabilidad.*—Sobre una chapa de cobre de 30 centímetros de largo, dispuesta sobre un trípode (fig. 103), colocar en cada extremo un trocito de fósforo blanco y rojo respectivamente; calentar el centro de la chapa con llama pequeña de un mechero de Bunsen, observando la inflamación casi espontánea del primero y tardía del segundo. Interpretar este fenómeno recordando las temperaturas de inflamación de las variedades alotrópicas del fósforo.

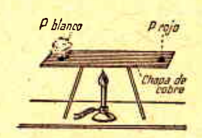


Fig. 103. — Diferencia de inflamabilidad del P rojo y blanco.

5. *Acción del cloro sobre el fósforo.*—Introducir en un frasco lleno de cloro una capsulita conteniendo un trozo de fósforo blanco; observar la inflamación espontánea del fósforo e interpretar las reacciones químicas producidas, deduciendo cuándo se origina el tricloruro o el pentacloruro de fósforo.

6.—*Acción de hidróxidos. Preparación de fosfamina.*—Disponer un aparato como el que figura en el esquema adjunto: el matraz se llena con una disolución de hidróxido de sodio al 33% (lejía de jaboneros) y se introduce en el fondo pequeños trozos de fósforo blanco; calentar el baño de agua, con lo que la fosfamina producida desprende y se inflama al contacto con el aire ascendiendo el P_2O_5 en forma de anillos característicos. Interpretación de las ecuaciones químicas.

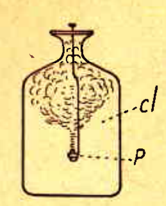
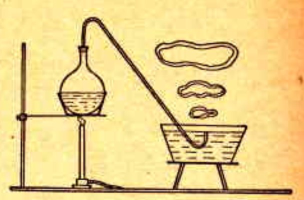


Fig. 104.—Inflamación del P. en atmósfera de cloro.


Fig. 105.—Preparación de la fosfamina.

7.—*Solubilidad de las sales del ácido ortofosfórico.* —

a) Comprobar experimentalmente que los fosfatos monosódicos, y trisódicos son solubles en agua.

b) Comprobar experimentalmente la insolubilidad del fosfato tricálcico y como éste, en suspensión en agua, se disuelve agregándole unas gotas de $SO_4 H_2$ concentrado. Interpretar la formación del fosfato monocálcico soluble y deducir la importancia de esta reacción en la preparación de los superfosfatos fertilizantes.

CUESTIONARIO

1.—¿Cuál de las dos formas alotrópicas del fósforo es la más estable?

2.—Citar otros elementos químicos que, como el fósforo, presenten varios estados alotrópicos.

3.—¿Por qué razón se conserva el fósforo sumergido en agua y el sodio en kerosene?

4.—Deducir el porcentaje de fósforo que contiene el $(PO_4)_2Ca_3$.

5.—¿Por qué razón en los barcos se usa exclusivamente los llamados fósforos de seguridad y cuál es la composición de éstos?

6.—¿A qué se denomina en agricultura superfosfatos?

7.—¿Cuáles son los 14 elementos químicos indispensables para el desarrollo de los vegetales? ¿qué papel desempeñan los llamados fertilizantes o abonos?

ARSÉNICO, ANTIMONIO Y SUS PRINCIPALES COMPUESTOS

142. Generalidades.—El arsénico y el antimonio son dos elementos que forman con el N y el P la familia de los metaloides tri y pentavalentes. Su energía química como elemento electro-negativo, es inferior a la de los primeros términos del grupo, y por el contrario se acercan a los metales, teniendo algunas de sus variedades el brillo y el aspecto característico de éstos últimos.

143. Arsénico.—As.—Con poca frecuencia se halla el arsénico en estado libre. Más abundantes son sus combinaciones minerales: la pirita

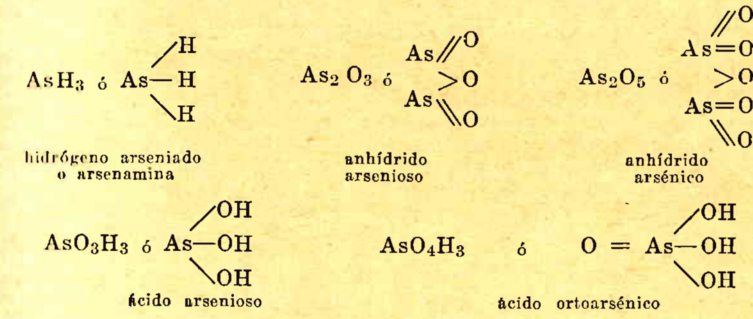
arsenical ($Fe_3 As_2$), el *mispickel*, sulfo-arseniuro de hierro (S As Fe), y los sulfuros llamados rejalgar S_2As_2 de color rojo, y oropimente S_3As_2 de color amarillo.

Fig. 106.—Sublimación del arsénico.

Propiedades.—Es un sólido de color grisáceo, con brillo metálico, no conductor de la electricidad. Insoluble en agua, por el calor se volatiliza y luego sublima; esta propiedad puede demostrarse calentando un trocito de As en un tubo de ensayo estrecho y se observará la sublimación, formándose en la parte superior del tubo un espejo de arsénico correspondiente a las partículas del metaloide que se han condensado (fig. 106).

El arsénico es venenoso, pues, aunque insoluble, lo disuelven muchas sustancias del reino animal. Químicamente es muy activo y reacciona, sobre todo en caliente, con muchos elementos.

El aire seco no lo altera, pero el húmedo lo cubre de una capa blanca de anhídrido arsenioso As_2O_3. Arde en el aire produciendo humos de As_2O_3 y un olor aliáceo característico. Sus reacciones con el hidrógeno y los compuestos oxidantes son muy parecidas a las del fósforo, pero menos enérgicas. Sus principales compuestos son los siguientes: (fórmulas brutas y desarrolladas respectivamente):



Las sales de estos últimos ácidos se llaman *arsenitos y arseniatos,* respectivamente:

AsO_3Na_3 arsenito de sodio — AsO_4Na_3 arseniato de sodio

Se combina con energía con los halógenos, ardiendo en atmósfera de Cl o de vapores de I o Br; así con el cloro se obtiene un líquido muy tóxico: el tricloruro de arsénico Cl_3As.

El arsénico existe en estado de impureza en un gran número de compuestos químicos. Así, por ejemplo, el SO_4H_2 obtenido por tostación de piritas arsenicales contiene arsénico y lo transmite a los compuestos que con él se preparan: fósforo, ácido fosfórico, cloroformo, glucosa, glicerina, etc. Además tiene la propiedad de actuar en sentido desfavorable a la acción de los catalizadores y en particular sobre el platino, retardando o anulando su acción; en la industria se dice, cuando esto sucede, que el catalizador se envenena.

Preparación y usos.—La preparación del arsénico es puramente in-

dustrial. Se calienta al rojo el As_2O_3 con carbón y se condensa los vapores obtenidos en cámaras al abrigo del aire:

$$As_2O_3 + 3\ C \rightarrow 3\ CO + 2As$$

El arsénico metálico es poco utilizado. Forma parte solamente de algunas aleaciones; así con el plomo en la proporción de un 3%, le suministra una consistencia especial apta para la fabricación de perdigones para caza. En cambio, los compuestos arsenicales ofrecen una importancia mayor sobre todo en medicina; ya sea en forma de compuestos minerales, los arsenitos (licor de Fowler) o arseniatos (licor de Pearson) o de combinaciones orgánicas (arrhenal, cacodilatos, salvarsán, neosalvarsán, etc.) mejor toleradas por el organismo, pues están muy atenuados los efectos tóxicos.

El As_2O_3, llamado vulgarmente arsénico blanco, se emplea comunmente para matar ratones y otros animales nocivos.

144. Antimonio Sb. — *Estado natural. Preparación.* — Poco frecuente en estado nativo, se halla sin embargo en cantidades apreciables como sulfuro, constituyendo el mineral denominado *estibina* S_3Sb_2. Fundiendo este mineral con hierro, se le quita el azufre dejando el antimonio libre:

$$S_3Sb_2 + 3\ Fe \rightarrow 3\ SFe + 2\ Sb$$

o bien, tostando previamente la estibina para transformarla en óxido y luego reduciendo éste por el carbón se separa el metal:

$$2\ Sb_2O_3 + 3\ C \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ Sb$$

Este *antimonio bruto*, se purifica fundiéndolo con nitrato de potasio que oxida sus principales impurezas (arsénico, plomo, hierro, azufre, etc.).

Propiedades. — El antimonio es un sólido de color blanco; de estructura cristalina, quebradizo, con brillo metálico; su densidad es de 6,75. Calentado funde a 630° C y se volatiza a 1.440° C.

Con los metaloides actúa en forma análoga al arsénico, formando los siguientes compuestos:

$$SbH_3 \text{ ó } Sb{\begin{smallmatrix} /H \\ -H \\ \backslash H \end{smallmatrix}}$$

Hidrógeno antimoniado o estibamina

$$Sb_2O_3 \text{ ó } \begin{matrix} Sb{=}O \\ \quad >O \\ Sb{=}O \end{matrix}$$

Anhídrido antimonioso.

$$Sb_2O_5 \text{ ó } \begin{matrix} \quad {\parallel}O \\ Sb{=}O \\ \quad >O \\ Sb{=}O \\ \quad {\parallel}O \end{matrix}$$

anhídrido antimónico.

$$SbO_3H_3 \text{ ó } Sb{\begin{smallmatrix} /OH \\ -OH \\ \backslash OH \end{smallmatrix}}$$

ácido antimonioso

$$SbO_4H_3 \text{ ó } O = Sb{\begin{smallmatrix} /OH \\ -OH \\ \backslash OH \end{smallmatrix}}$$

ácido ortoantimónico.

El ácido clorhídrico concentrado y caliente lo ataca, aunque difícilmente, desprendiendo H, lo que prueba que es más metálico que el arsénico. Con los metales forma aleaciones.

Usos. — Se usa especialmente para preparar los tipos de imprenta que están constituídos por: 55 partes de plomo, 25 de antimonio y 20 de estaño. Algunas combinaciones orgánicas son utilizadas en medicina (tártaro emético); el trisulfuro de antimonio mezclado con azufre y ni-

trato de potasio se utiliza en pirotecnia. El anhídrido antimonioso Sb_2O_3, llamado por su color, blanco de antimonio, se usa como pigmento en la preparación de pinturas.

145. Boro B.—El boro es un metaloide trivalente que no existe libre en la naturaleza y carece de valor práctico. Con el oxígeno forma el anhídrido bórico B_2O_3, que hidratado produce el ácido ortobórico o *ácido bórico* ordinario:

$$B(OH)_3 \text{ ó } B{\begin{smallmatrix} /OH \\ -OH \\ \backslash OH \end{smallmatrix}}$$

$$B_2O_3 + 3H_2O \longrightarrow 2\ B(OH)_3$$

Este ácido se encuentra arrastrado por el agua en ciertas emanaciones de la tierra y en particular en los "lagoni" de Toscana (Italia), donde alcanza grandes concentraciones; si la evaporación del agua se acentúa, el ácido bórico cristaliza por sobresaturación y enfriamiento, Una recristalización posterior produce ácido bórico cristalizado, que se presenta en escamas nacaradas brillantes y suaves al tacto.

Se emplea en medicina como antiséptico suave y en la industria para la obtención del tetraborato de sodio ó *bórax*, que cristaliza con 10 moléculas de agua: $B_4O_7Na_2$, 10 H_2O.

Esta sal se usa en medicina como antiséptico y alcalino; en la industria, para la fabricación del vidrio y para limpieza de superficies metálicas sometidas al rojo para la soldadura autógena o eléctrica.

CAPÍTULO XIII

METALOIDES TETRAVALENTES

Carbono.—El elemento carbono.—Carbones naturales y artificiales.—Combustibles (poder calorífico).—Llama: distintas zonas.—La combustión en el mechero de Bunsen.—Óxido de carbono: principales caracteres.—Anhídrido carbónico: estado natural (Aguas gaseosas), hielo seco, usos del anhídrido carbónico, carbonatos.—Sulfuro de carbono.—Ciclo bioquímico del carbono.—Experimentos.—Cuestionario.

Esta familia comprende el estudio de los elementos C y Si, ambos de una enorme importancia en el reino mineral y el primero, además, imprescindible para los seres vivientes.

CARBONO

146. El elemento carbono.—El carbono se encuentra abundantemente en la naturaleza, ya en estado libre con un grado de pureza más o menos elevada (diamante, carbones naturales) o bien en combinaciones con otros elementos químicos y en particular con O, H y N, formando compuestos como el anhídrido carbónico, los carbonatos, los petróleos, el benceno y en todas las sustancias orgánicas y seres organizados. Es uno de los llamados elementos biogenésicos. En las sustancias orgánicas su presencia es tan típica que suele denominarse "química del carbono" a la química orgánica.

Propiedades.—Este elemento, como sustancia simple, se presenta bajo tres estados alotrópicos: el *diamante*, en cristales trasparentes del sistema cúbico; el *grafito*, en escamas grisnegruzcas, verdaderas láminas cristalinas de simetría exagonal, y el *carbono amorfo*, negro, y con numerosas variedades, que genéricamente se conocen con el nombre de *carbones*. La diversidad de propiedades que presentan estas formas, como el color, la densidad, la dureza, la conductibilidad eléctrica hacen necesario su estudio en cada caso particular; pero enumeraremos algunas de sus propiedades comunes, que son constantes en cualquiera de sus estados: son sustancias sólidas,

infusibles, insolubles en todos los líquidos, excepto en algunos metales en estado de fusión, como el hierro, y a una temperatura elevada (ver hierro pág. 283).

Con el oxígeno, el carbono forma dos compuestos oxigenados: el *anhídrido carbónico* (CO_2) cuando el C arde en un gran exceso de O:

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2$$

y el *óxido de carbono* (CO) si en la combustión el C se halla en exceso con respecto al oxígeno.

$$C + O \longrightarrow CO$$

Su gran afinidad con el oxígeno hace de él un *reductor enérgico*, aprovechándose esta propiedad en la metalurgia (ver págs. 258 y 282). Siendo la combinación del carbono con el oxígeno una reacción fuertemente exotérmica, se explica que se considere al carbono como el *combustible* por excelencia (hulla, petróleo, etc.).

Se combina además al rojo con otros elementos, para dar los *carburos*, sobre todo con el calcio del CaO para formar el carburo de calcio (ver pág. 299).

$$CaO + 3\,C \rightarrow \begin{matrix} C \\ ||| \\ C \end{matrix} \!\!> Ca + CO$$

Con el azufre da origen al sulfuro de carbono (pág. 215). Con el H se combina a la temperatura del arco voltaico, formando acetileno C_2H_2. Al rojo descompone el agua desprendiendo hidrógeno y transformándose en CO (la mezcla de ambos gases forma el llamado gas de agua) [1].

En todas sus combinaciones el carbono funciona como *tetravalente*, salvo en el OC donde el carbono sería bivalente. Además, el carbono tiene la propiedad excepcional de cambiar valencias consigo mismo formando las llamadas *cadenas carbonadas* de la química orgánica, a veces muy largas (p. ej. en el ácido esteárico se unen en cadena 18 átomos de carbono), pudiendo esas cadenas cerrarse en anillos, originándose los llamados *ciclos carbonados*, como en el caso del benzol, donde el anillo está integrado por 6 átomos de carbono.

[1] A propósito del gas de agua, ver pág. 90.

La tetravalencia del carbono

Una cadena carbonada

Un ciclo exagonal carbonado

Estas propiedades típicas del carbono explican la enorme variedad de sus compuestos que alcanzan a la cifra de 500.000 sustancias, mientras que las especies restantes de toda la química no llegan a 50.000.

147. Carbones naturales y artificiales.—En la naturaleza o como productos fabricados por el hombre se presenta el carbono como sustancia simple de características físicas diversas. En el cuadro siguiente se han clasificado las principales variedades:

Carbono	Cristalizado	Diamante	
		Grafito	
	Amorfo (carbones)	naturales	Antracita
			Hulla
			Lignito
			Turba
		artificiales	Carbón de leña
			Carbón de retorta
			Carbón animal
			Coque
			Negro de humo

Los estudios modernos röntgenespectrográficos, han permitido establecer una diferencia fundamental entre el carbón diamántico y el grafítico, explicando al mismo tiempo sus propiedades particulares. Los espectros

obtenidos del diamante por los rayos Röntgen (ver efecto Laue, pág. 244), muestran que posee una estructura reticular cúbica, presentando en el centro de los cubos y en forma alternativa, los átomos de carbono que son *tetravalentes:* los átomos interiores ocupan los vértices de un tetraedro regular incluído en el cubo (fig. 107). Esta estructura explica por qué el diamante cristaliza en el sistema regular.

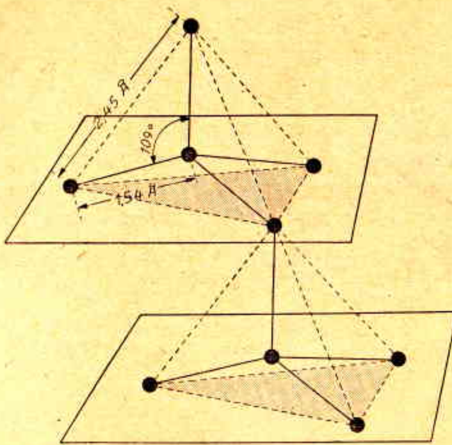


Fig. 107. — Estructura reticular del carbono diamantino.

Los espectros obtenidos del grafito, en cambio, muestran que éste no tiene tan alto grado de simetría; los átomos de grafito se hallan en planos superpuestos, lo que explican su estructura, su poder lubricante y el ser buen conductor eléctrico. Dentro de cada plano reticular, los átomos de carbono ocupan los vértices de un exágono regular (fig. 108), cambiando tres valencias con los carbonos vecinos colocados a igual distancia y una con el carbono inmediato del plano siguiente situado a mucha mayor distancia; los átomos de carbono son pues *trivalentes*, debiendo considerarse la cuarta valencia como sumamente floja.

La posición de los átomos de las capas reticulares superpuestas no coinciden exactamente, sino que lo hacen cada tres planos, de modo que los átomos situados en los ángulos del segundo exágono, coinciden perpendicularmente con los últimos átomos del primero. La esfera de los átomos de carbono no es por lo tanto simétrica, ya que los átomos de carbono que se encuentran sobre un mismo plano se hallan a 1,45 x 10^{-8} cm, mientras que las distancias horizontales son de 3,41 x 10^{-8} cm (determinaciones practicadas por Debye y Scherrer en 1917).

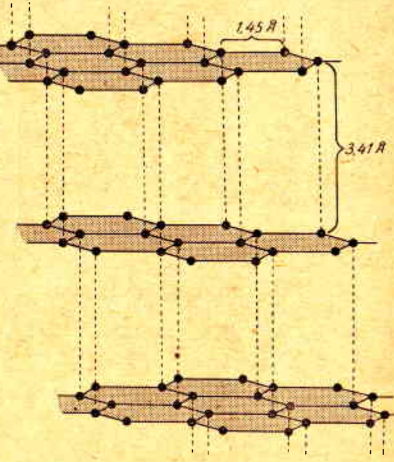


Fig. 108.—Estructura reticular del carbono grafítico.

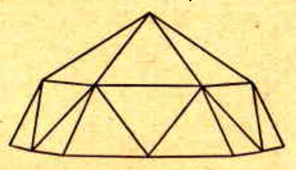
Esta disposición hace que no se tenga en cuenta la cuarta valencia, considerándose el grafito como integrado por *macromoléculas* laminares, superpuestas como las hojas de un libro (dificultad para quemar) y pudiendo deslizarse con facilidad las unas sobre las otras (poder lubricante).

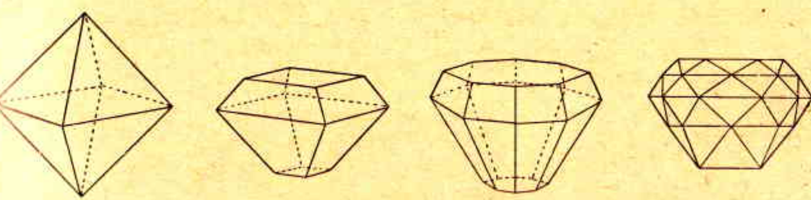
Carbono cristalizado. — a) *Diamante.* Es C puro, *la más dura de todas las sustancias,* por lo cual la talla sólo puede hacerse con su propio polvo, debiendo su nombre a esta propiedad (del griego "adamas" = inquebrantable). En cambio es muy frágil y puede con facilidad romperse por percusión. Tiene una

refringencia extraordinaria dispersando la luz, propiedad ésta que, acompañada de su gran transparencia, hacen de él, previamente tallado, la piedra preciosa por excelencia.

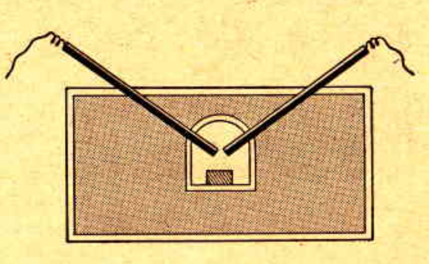
Encuéntranse diamantes en Africa del Sur (región del Transvaal), Siberia, India; en el Brasil se explotan diamantes negros o carbonados, que no poseen transparencia, pero, en cambio, su extraordinaria dureza los hace indispensables en ciertas operaciones industriales (perforación de rocas).

El valor de un diamante reside en su peso, pureza y potencia de refracción; esta última se aumenta con la talla que consiste en multiplicar las facetas para obtener mayor refringencia y poder dispersivo de luz. Los diamantes se tallan en rosa o en brillante (figs. 109-110). En el comercio se usa como unidad de peso, el *quilate*, que es equivalente a 1/5 de gramo (200 milígramos).


Fig. 109.—Diamante tallado en rosa.

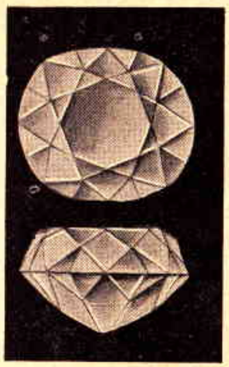

Fig. 110.—Fases sucesivas del tallado de un diamante en brillante.

Diamantes célebres.—El diamante más grueso conocido es el "Cullinam", descubierto en las minas del Transvaal y ofrecido por los boers al rey de Inglaterra; pesa 3.032 quilates, es decir, 606 gramos aproximadamente y está valuado en un millón de libras esterlinas. Existen otros como el "Excelsior", 973 quilates, el "gran Mogol", 279 quilates, etc. Se han hecho muchos intentos para prepararlo artificialmente, pero tan sólo se han podido obtener diamantes de 0,5 milímetros de diámetro por el método de Moissan, que consiste en disolver C amorfo puro, en el hierro, en un horno eléctrico que lleva su nombre, a la temperatura de 3.000°C, obtenida por un poderoso arco voltaico (fig. 111), enfriándolo luego bruscamente.

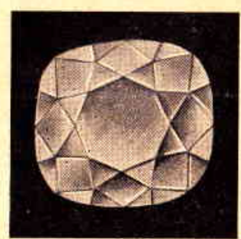

Fig. 111.—Síntesis del diamante por el horno eléctrico (Moissan).

b) *Grafito* (Plombagina, lápiz plomo).—Es C cristalizado en láminas de simetría hexagonal. Se presenta en la naturaleza en masas de color gris negruzco, blandas y

untuosas al tacto; dejan sobre el papel una huella negra característica [1]. Es buen conductor del calor y la electricidad; arde muy difícilmente en contacto con el aire, por lo que se lo emplea como material refractario. Por su buena conductibilidad eléctrica



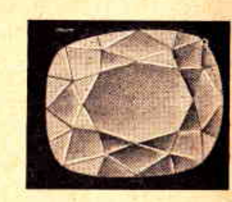
El Jubileo (239 quilates) Procede de Jagersfonstein



El Stewart (120 quilates), de frente. Procede de África del Sur.

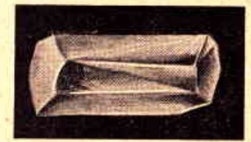


El Kohi-Noor o Montaña de Luz (segunda talla).

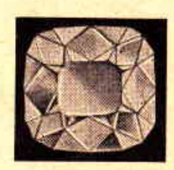




El Estrella del Sur (127 quilates). Encontrado en Bagagem, Brasil.



El Sah de Persia (93 quilates) Procedía de la India





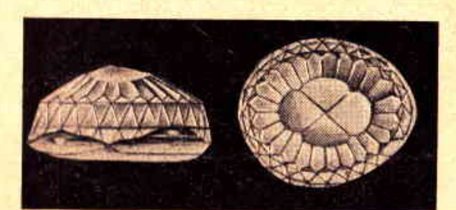
Diamante verde de Dresde (40 quilates).

El Gran Mogol (280 quilates). Procedía de la India; hoy se ignora su paradero.

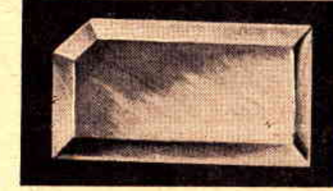
El Regente. Procede de Mazulipatan (India).



Diamante-azul de Hope, 2ª talla (44 quilates). Procede de la India.



El Kohi-Noor o Montaña de Luz, en su primera talla (186 quilates). Procede de la India.



La Tabla de Tavernier (190 quilates). Procedía de la India y hoy se ignora su paradero.

Fig. 112.—Diamantes célebres.

[1] El nombre de grafito deriva del griego "grafein" (escribir).

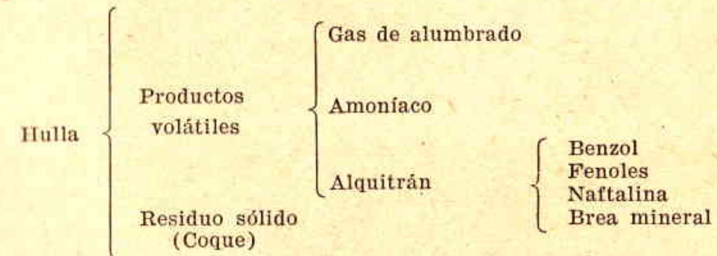
se usa en galvanoplastia para revestir moldes catódicos; por su untuosidad, en la fabricación de grasas lubricantes; mezclado con distintas proporciones de arcillas, se emplea en la fabricación de minas para lápices. Hay yacimientos de grafito en Estados Unidos, Siberia, Inglaterra, Ceylán; en la República Argentina se han hallado yacimientos en las provincias de Córdoba y San Luis.

Carbones amorfos naturales.—Son el resultado de la descomposición lenta de los vegetales sepultados en épocas geológicas muy antiguas. Éstos, por efecto de agentes diversos: presión, calor, microorganismos, han sufrido una pérdida progresiva del O e H y, por consiguiente, un enriquecimiento gradual del C; por eso la riqueza de este elemento es tanto mayor cuanto más antiguo es el carbón.

Se distinguen las siguientes variedades:

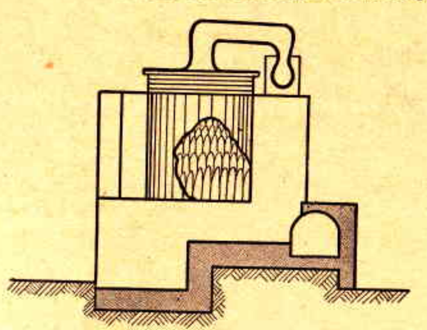
a) *Antracita* (90 a 96 % de C). Es negra, brillante, compacta y dura. Arde difícilmente con poca llama, por lo que necesita para su combustión gran corriente de aire, pero suministra gran cantidad de calorías.

b) *Hulla* (75 a 92% de C). Es denominada también carbón de piedra o carbón mineral; es el más importante de los combustibles industriales sólidos, por su abundancia y variedad de usos. Es negra, brillante y al arder puede producir ya sea una llama larga (hulla grasa) o una llama corta con poco humo (hulla seca). Además de su empleo como combustible, puede dar por destilación seca productos diversos; gas de alumbrado, líquidos amoniacales, alquitrán mineral del que a su vez se obtienen: benceno, naftalina, anilinas, etc. (Ver destilación de la hulla en la Química Orgánica). El residuo de la destilación es el *coque,* variedad de carbón artificial de gran importancia en la metalurgia del hierro.



c) *Lignito* (55 a 75% de C). Es un carbón natural menos rico en C y, por consiguiente, su potencia calorífica es menor. Arde con llama larga, pero con mucho humo, desprendiendo un olor desagradable. Existe una variedad de lignito muy compacta, negra y brillante, llamada *azabache,* que puede recibir hermoso pulimento, por lo que se emplea para fabricar objetos de adorno.

d) *Turba* (45 a 55 % de C). Es el carbón de formación más moderna y está constituído por vegetales parcialmente descompuestos. Se encuentra en los terrenos cuaternarios y actuales, formando masas de color pardusco y de estructura esponjosa; al arder produce poco calor, mucho humo y olor desagradable.


Fig. 113.—Destilación seca de la madera.

Carbones amorfos artificiales. — Son los obtenidos por la mano del hombre y llevan nombres especiales según su procedencia: carbón de leña o vegetal, carbón animal, carbón de retorta, coque y negro de humo.

a) *El carbón de madera* se obtiene actualmente por destilación seca de la madera (ver Química Orgánica). Si ésta se hace en recipientes cerrados (fig. 113), se obtiene además del carbón una cantidad de productos orgánicos diversos: ácido piroleñoso, brea vegetal, acetona, etc. El método corriente denominado método de las carboneras, consiste en apilar rodillos de leña unos junto a otros, dejando entre ellos canales horizontales que comunican con una chimenea vertical y central; se recubre la pila con capas de tierra y prendiendo fuego a la masa, se produce la combustión incompleta que quema los productos volátiles, y deja inalterado el carbón (fig. 114-5). Por su bajo costo es el combustible más empleado.

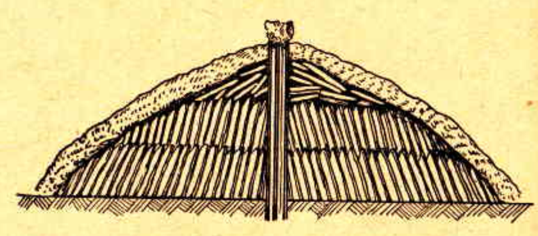

Fig. 114.—Esquema de una carbonera.


Fig. 115.—Carboneras.

b) *El carbón animal* procede de la calcinación de diversos productos animales, en particular de huesos y sangre. Es sumamente esponjoso y

de aquí su notable propiedad de adsorción para decolorar ciertos jugos, principalmente las disoluciones de azúcar bruto; constituye también, en base a esa propiedad, uno de los filtros de las máscaras contra los gases asfixiantes.

c) *Carbón de retorta.* Es el carbón que queda en las paredes de las retortas al obtener el gas de alumbrado. Es un carbón muy duro y compacto, buen conductor del calor y de la electricidad; de ahí su uso en las pilas y para el arco voltaico.

d) *Coque.* Es el residuo de la destilación de la hulla; se presenta en masas esponjosas que no tiznan los dedos y necesitan una fuerte corriente de aire para quemar, por estar exentas de materias volátiles. Se usa como reductor en metalurgia.

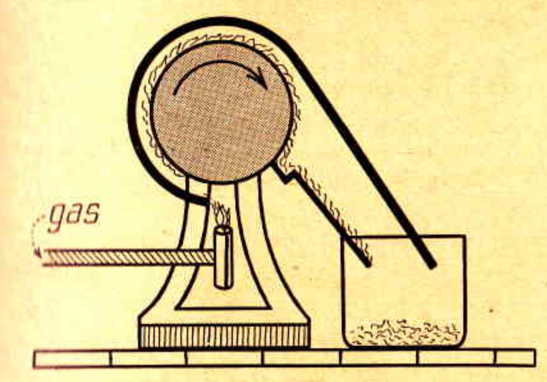


Fig. 116.—Obtención del negro de humo por combustión incompleta del gas de petróleo.

e) *Negro de humo.* Se obtiene por combustión incompleta de numerosos compuestos orgánicos muy ricos en carbono: resinas, gases de petróleo, grasas, etc. Es un polvo muy fino, negro, muy suave al tacto. Es un producto de gran importancia industrial, utilizándose en pinturas, en la fabricación de tintas de imprenta, de tinta china, en la vulcanización del caucho (goma gris), en la fabricación de discos fonográficos, etc.

148. Combustibles.—Poder calorífico.—Se llaman combustibles a todas aquellas sustancias que se queman para aprovechar el calor que produce su reacción con el oxígeno del aire (ver pág. 79); se emplean con ese objeto diversas sustancias, ya sean en estado gaseoso (hidrógeno, acetileno, gas de alumbrado), líquido (petróleos, alcohol) o sólido (carbones diversos), siendo estos últimos los de mayor importancia práctica.

El valor industrial de un combustible depende de diversos factores, siendo el más importante su *poder calorífico*, es decir el número de calorías que produce al quemarse 1 g. de combustible [1].

1 La *caloría* es la unidad de medida y se define como "la cantidad de calor necesario para elevar un grado la temperatura de 1 g. de agua". Ésta es la *pequeña caloría*, porque existe una unidad práctica llamada la *gran caloría*, mil veces mayor, o sea, referida a 1 kilogramo de agua en lugar de 1 g.

El poder calorífico de los principales combustibles es de

Leña seca	4 000	pequeñas calorías por gramo
Alcohol desnaturalizado	5 000	„ „ „ „
Carbón de leña	6 500	„ „ „ „
Carbón de piedra (hulla)	8 000	„ „ „ „
Petróleo	11 000	„ „ „ „

En los combustibles gaseosos el poder calorífico se expresa de otra manera; así tenemos:

Hidrógeno	3 000	pequeñas calorías por litro
Gas de alumbrado	5 000	„ „ „ „
Acetileno	12 000	„ „ „ „

En toda industria de importancia, la determinación del poder calorífico es previa a la adquisición del combustible, y esta prueba se efectúa en aparatos especiales llamados *calorímetros.* El más conocido de ellos es el de Berthelot-Mahler, que consiste en un recipiente metálico de cierre hermético lleno de oxígeno a presión, y en el que se ha colocado previamente 1 g de combustible; este aparato se sumerge en un peso conocido de agua, y todo el sistema es encerrado en un recipiente a doble pared, con materiales especiales para evitar toda pérdida de calor (fig. 117).

Fig. 117.—Calorímetro de Berthelot-Mahler.

Por un dispositivo adecuado se provoca la inflamación del combustible, el que arde completamente en la atmósfera de oxígeno, transmitiendo el calor desarrollado al agua que rodea el recipiente. Por el aumento de la temperatura del agua, se deduce el poder calorífico del combustible analizado.

149. Llama; distintas zonas.—Si observamos el fenómeno de la combustión del alcohol, hulla, madera, etc., vemos que arden con llama; ésta es debida a la combustión de los productos gaseosos que emanan de dicho cuerpo por la acción del calor; así, por ejemplo, la llama de una bujía es la combustión, no de la materia sólida (estearina), sino de los gases que se forman en la descomposición de la misma por acción del calor.

Observando la llama producida por el gas de alumbrado en un mechero de Bunsen, se observan tres zonas distintas: 1ª, en una zona interna llamada *fría* en la cual existen gases, pero que no han entrado en combustión; 2ª, una zona brillante o de combustión incompleta, llamada *zona luminosa,* en la cual el carbono no alcanza, por falta de oxígeno, a quemar totalmente, queda en suspensión y produce la luminosidad; por eso, esta zona es eminentemente reductora; y 3ª, una *zona calorífica* o de combustión completa, de temperatura elevada y que, por el exceso de aire, tiene un gran poder oxidante.

zona oxidante
zona luminosa
zona fría

Fig. 118.—Zonas de la llama.

La propiedad de oxidación y reducción de cada una de las zonas de la llama, se utiliza especialmente en Mineralogía para el reconocimiento o formación de los metales y sus óxidos.

Si se pone sobre la llama de un mechero de Bunsen una tela metálica de malla fina, la llama no continúa por la parte superior, aunque sobre ella existan gases combustibles (fig. 120). Este fenómeno se debe a que, por la gran conductibilidad térmica del metal, la tela enfría la mezcla de gases llevándola a una temperatura inferior a la de inflamación e impide, por tal motivo, la propagación de la llama, propiedad que tiene su aplicación en las conocidas lámparas Davy (fig. 119), para mineros, que los protege contra las explosiones del gas grisú en las minas de carbón.

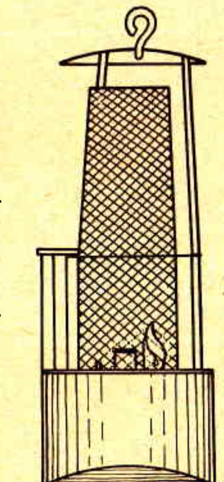


Fig. 119.—Lámpara Davy de seguridad para mineros.

150. La combustión en el mechero de Bunsen.—Durante mucho tiempo el calentamiento necesario para las distintas operaciones químicas se logró por la combustión de la madera o el carbón. También empleóse, y sigue empleándose en muchos casos, las lamparillas de alcohol, y posteriormente se usaron quemadores de nafta, kerosene o acetileno.

Pero fué el *gas de alumbrado* (producido en la destilación seca del carbón de piedra) el combustible que revolucionó el instrumental de calefacción contribuyendo al progreso de la química. Un aparato genial inventado por el gran químico alemán Roberto Bunsen, se generalizó en todos los laboratorios al promediar el siglo pasado: el famoso *mechero Bunsen.* En este instrumento el gas de alumbrado puede mezclarse a voluntad con una proporción determinada de aire.

¿Cuál es el fundamento de este mechero? — Tomemos un tubo de vidrio ancho cuya abertura inferior hemos obturado con un tapón de corcho, y en el cual, además, hemos soldado lateralmente un trozo del mismo tubo. Por la rama lateral hacemos llegar un tubito de vidrio cuya extremidad está encorvada hacia arriba y que sirve para hacer llegar el gas de alumbrado. Si en la extremidad superior del tubo encendemos el gas, se obtiene una llama luminosa obtenida por la combustión del carbono y del hidrógeno

de las sustancias que componen dicho combustible. El color amarillo brillante se debe a las partículas de carbón llevadas a la incandescencia.

Pero quitemos el tapón del extremo inferior del tubo y la corriente de aire que entra, quema completamente el carbón, tornándose incolora la llama debido a la combustión más rápida y completa; se hace también más calorífera. Por esta razón esta llama incolora es la que se usa en los laboratorios para la calefacción.

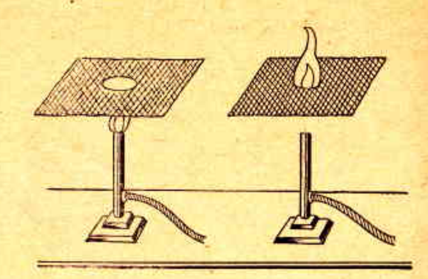


Fig. 120.—Acción de la tela metálica sobre la llama.

La mezcla de aire y gas de alumbrado es explosiva. Si no ocurre la explosión, es porque la velocidad con que afluye el gas es superior a la de la onda explosiva. Pero si probamos disminuir la velocidad del gas, girando cuidadosamente el grifo de salida, llega un momento en que se produce la explosión en el interior del mechero, y la llama se produce a la altura del tubito de salida del gas. Esto debe evitarse, pues, además del olor, desagradable a gas mal quemado, se difunde el gas excedente en el laboratorio con sus efectos tóxicos y explosivos, y se recalienta el mechero que llega a estropearse, así como la elevación de la temperatura del metal del mechero puede fundir y quemar el tubo de goma que conduce el gas, y provocar hasta incendios.



Fig. 121. — Roberto Bunsen (1811-1899).

El mechero de Bunsen consta de un tubo metálico vertical enroscado por abajo en un pie, por donde sale el gas de un tubito. Posee un anillo metálico móvil, próximo a la rosca, que obstruye más o menos dos aberturas inferiores del tubo, al coincidir o no con dos aberturas similares del anillo; con este artificio se regula la entrada del aire. El oxígeno del aire da CO_2 y H_2O con las sustancias del gas, y la temperatura puede alcanzar a 1800° C. En mecheros modernos perfeccionados (Meker) se llega a los 2000° C.

Bunsen, utilizando las propiedades de las distintas zonas de la llama (oxidante, reductora, calorífera) perfeccionó un interesante análisis por vía seca, el *análisis pirognóstico*, muy útil en la determinación de los elementos que integran los minerales.



Fig. 122.—Modelo elemental de un mechero de Bunsen.

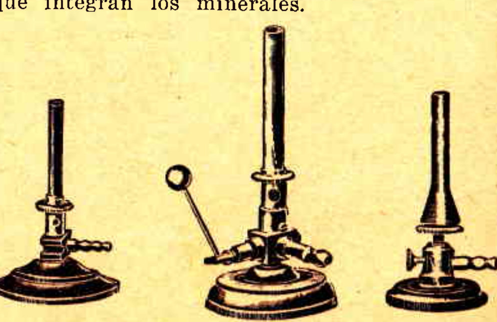


Fig. 123.—Varios mecheros de Bunsen.

151. óxido de carbono.—Su fórmula de constitución, comparada con la de otros compuestos oxigenados, se la representa así:

óxido de carbono	anhídrido carbónico	ácido carbónico
$C = O$	$O = C = O$	$O = C \begin{matrix} / OH \\ \backslash OH \end{matrix}$

Preparación. — Se prepara fácilmente en el laboratorio deshidratando ciertos ácidos orgánicos por el ácido sulfúrico concentrado. Por ej., con el ácido oxálico:

$$\begin{matrix} CO.\,O\,H \\ | \\ CO.\,O\,H \end{matrix} \longrightarrow H_2O + CO_2\uparrow + CO\uparrow$$

ácido oxálico → agua, anhídrido carbónico, óxido de carbono

Propiedades.—Gas incoloro, inodoro, poco soluble en agua. Por estar unido incompletamente el carbono al oxígeno, se explica que el óxido de carbono sea *combustible* y *reductor enérgico*, ya que tiende a transformarse en anhídrido carbónico, CO_2; arde con llama azulada y por su poder reductor extrae el oxígeno de los óxidos, dejando el metal en libertad.

Es sumamente *tóxico*, porque al respirarlo forma con la hemoglobina de la sangre un compuesto estable, la carboxihemoglobina, que no fija el O del aire, con lo que se produce la asfixia, y es tanto más peligroso por cuanto es inodoro e insípido, produciéndose fácilmente cuando se quema carbón sin la ventilación debida. Cuando el carbón está bien encendido (con producción de llama y en ambiente bien ventilado) no se produce en los braseros o en las estufas a carbón o leña, pues el OC que se engendra en presencia de un exceso de combustible, quema al contacto del aire transformándose en CO_2 (ver fig. 123 bis). De aquí el peligro de utilizar braseros para calentar habitaciones, si no se facilita la combustión completa del combustible. Numerosas personas perecen todos los años al usar caloríferos improvisados en habitaciones poco o nada ventiladas.

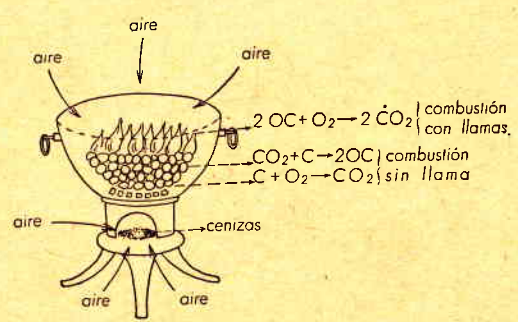


Fig. 123 bis.—El proceso de la combustión en un brasero.

152. Anhídrido carbónico; estado natural (aguas gaseosas).—Llamado impropiamente ácido carbónico, existe en la atmósfera producido por la respiración de animales y vegetales, por las combustiones industriales, por la fermentación de sustancias orgánicas y por emanaciones volcánicas [1].

[1] En algunas regiones forma capas que tardan en difundirse en la atmósfera (es famosa la gruta del perro, en Nápoles).

Preparación.—En los laboratorios se obtiene CO_2, descomponiendo en frío el carbonato de calcio (mármol, piedra caliza) por el ácido clorhídrico:

$$CO_3Ca + 2\ HCl \rightarrow Cl_2Ca + H_2O + CO_2 \uparrow$$

Puede utilizarse para ese objeto el aparato representado en la fig. 124, o bien un aparato continuo de Kipp (fig. 42, pág. 91). El gas se recoge sobre agua, o simplemente en frasco abierto, por su mayor densidad con respecto al aire.

Industrialmente se lo obtiene en grandes cantidades durante los procesos fermentativos de la elaboración del vino, alcohol o cerveza, o bien como subproducto en la calcinación de las piedras calizas (CO_3Ca) en las caleras.

$$CO_3Ca \rightarrow CaO + CO_2 \uparrow$$

Fig. 124.—Preparación del anhídrido carbónico.

Propiedades físicas. — Es un gas incoloro, de olor picante y sabor acídulo, más denso que el aire (D = = 1,54); por esa razón puede recogerse y guardarse en frascos abiertos.

Un volumen de CO_2 se disuelve en otro igual de agua a 15°, solubilidad que aumenta con la presión. Las *bebidas gaseosas* (soda, vinos espumosos, cerveza, champagne) contienen CO_2 a presión; al disminuir ésta, el gas se desprende levantando espuma, y ésa es la razón de las burbujas que se observan en esas bebidas recién destapadas. La industria fabrica hoy, por este procedimiento, numerosas aguas gaseosas artificiales (Agua Vichy, Soda, Seltz), limonadas, etcétera, con mayor o menor proporción de CO_2 disuelto.[1]

Fig. 124 bis.—Al apretar la palanca, baja la válvula dejando salir el agua gaseosa que ha subido por el tubo central, debido a la presión que ejerce el CO_2, sobre la superficie libre del líquido.

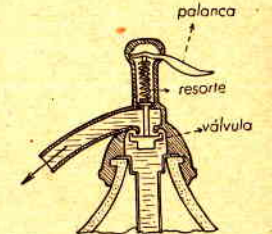


Fig. 124 ter.

Al disolverse el CO_2 en agua, se forma el ácido carbónico como lo prueba el hecho de enrojecer la tintura de tornasol, pero es un ácido sumamente débil que no ha podido ser aislado, pues al pretender concentrar la disolución se descompone en CO_2 y H_2O; existe, pues, un estado de equilibrio:

[1] La "soda" que se expende en los conocidos "sifones" (figuras 124 bis y 124 ter), está mal llamada de esta manera, siendo en realidad un agua gaseosa.

$$CO_2 + H_2O \rightleftarrows CO_3H_2$$

Propiedades químicas.—El anhídrido carbónico es un gas *incombustible* e *incomburente;* es impropio para la respiración, pero no es tóxico como el óxido de carbono. Una vela encendida introducida en una probeta con CO_2, se apaga inmediatamente.

Reacciona con los hidróxidos en solución, formando *carbonatos* neutros o normales si hay cantidad suficiente de hidróxidos; *bicarbonatos* si el CO_2 está en exceso:

$$2\ Na(OH) + CO_2 \rightarrow \underset{\text{carbonato normal de sodio}}{CO_3Na_2} + H_2O$$

$$CO_3Na_2 + CO_2 + H_2O \rightarrow \underset{\text{bicarbonato de sodio}}{2\ CO_3H\ Na}$$

$$Ca\ (OH)_2 + CO_2 \rightarrow \underset{\text{carbonato normal de calcio}}{CO_3Ca} + H_2O$$

$$CO_3Ca + H_2O + CO_2 \rightarrow \underset{\text{bicarbonato de calcio}}{(CO_3H)_2\ Ca}$$

La tercera de estas reacciones se aprovecha para reconocer la presencia del CO_2 en el aire espirado, por la formación del carbonato de calcio, precipitado blanco.

153. Hielo seco.—El anhídrido carbónico se licua con facilidad, bastando sólo 36 atmósferas de presión a 0°C. En ese estado se lo expende en el comercio envasado en cilindros de hierro. Si se abre rápidamente el tubo, una parte del líquido se evapora, y el frío producido por la evaporación brusca solidifica la porción restante, constituyendo masas blancas parecidas a la nieve, las cuales reciben el nombre de ***nieve carbónica*** o ***hielo seco***, que produce un frío intenso por poseer una temperatura de 79° bajo cero. Este producto ha tenido en estos último tiempos una gran aplicación industrial, en la conservación de los alimentos, pues presenta las siguientes ventajas sobre el hielo común: es sumamente limpio, porque pasa al estado gaseoso sin dejar residuo alguno, ni sólido ni líquido, produce temperaturas mucho más bajas que

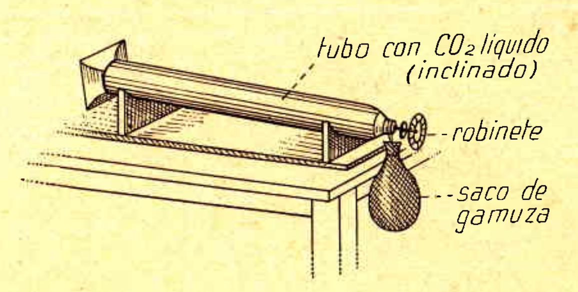


Fig. 125 —Obtención de la nieve carbónica.

el hielo y, por último, ejerce al convertirse en gas un cierto poder antiséptico en los alimentos, pues basta una proporción de un 20 % en la atmósfera para impedir la formación de mohos y levaduras en carnes y frutas [1].

154. Usos del anhídrido carbónico.—Además de los ya citados en la fabricación de aguas gaseosas y hielo seco, el anhídrido carbónico, por su incomburencia, se emplea para extinguir incendios en aparatos especiales, llamados *extintores* (también mata-fuegos): están constituídos por un cilindro herméticamente cerrado, que contiene una solución de bicarbonato de sodio, y en el que se sumerge otro recipiente convenientemente aislado, conteniendo SO_4H_2 o solución de sulfato de aluminio (fig 126). Cuando el aparato varía su posición vertical, ambos líquidos entran en reacción, y la presión del gas CO_2 desprendido hace que el líquido se proyecte violentamente al exterior; la manguera permite dirigir el chorro hacia el foco del incendio. El CO_2, por ser más pesado que el aire, queda sobre el fuego, aislándolo por consiguiente del oxígeno y evitando así la combustión de las materias inflamables. La solución alcalina contiene algunas veces sustancias *espumígenas*, cuya finalidad consiste en dar abundante espuma en el momento de la reacción química, encerrando las burbujas de CO_2 dentro de las películas estables que se mantienen por mucho tiempo sobre la materia en combustión. La industria petrolífera utiliza con preferencia este sistema (Aparatos Foamite — Foam = espuma).

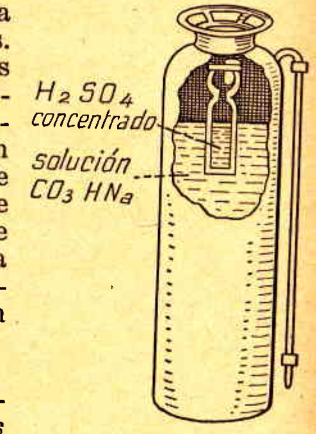


Fig. 126.—Extinguidor de incendios.

155. Carbonatos y bicarbonatos. — Son las sales del ácido (CO_3H_2): *sales ácidas* o *bicarbonatos*, cuando se sustituye uno de los dos hidrógenos por el metal (carbonatos monosustituídos) y *neutras* o *normales* * cuando la sustitución es total (carbonatos bisustituídos). Los bicarbonatos poseen un ión característico, CO_3H^-, mientras que el de los carbonatos es $CO_3^{=}$. Ej.: carbonato neutro de sodio CO_3Na_2, carbonato de calcio CO_3Ca, carbonato de magnesio CO_3Mg; bicarbonato de potasio CO_3HK, bicarbonato sódico CO_3HNa, bicarbonato de hierro $(CO_3H)_2Fe$, etc.

[1] Recuérdese a los populares vendedores ambulantes de helados ¿usan acaso el hielo como antaño?

* Recordar la observación (2) hecha al pie de la página 190. Efectivamente los carbonatos solubles tienen reacción alcalina por hidrólisis.

$$CO_3Na_2 + H_2O \rightleftarrows CO_3HNa + HONa$$

156. Sulfuro de carbono.—S_2C. Es el compuesto que se forma haciendo pasar vapores de azufre en ausencia del oxígeno, sobre carbón al rojo, en hornos de preferencia eléctricos:

$$2\,S + C \rightarrow S_2C$$

La operación se realiza en cilindros verticales de fundición llenos de carbón (fig. 127), en los que se introduce poco a poco el azufre; el sulfuro de carbono formado se condensa en refrigerantes apropiados.

Es un líquido incoloro, muy móvil, volátil, *muy inflamable*, por lo que su manejo es peligroso debiendo evitarse la proximidad de la llama: arde con producción de SO_2 y CO_2:

$$S_2C + 3\,O_2 \rightarrow 2\,SO_2 \uparrow + CO_2 \uparrow$$

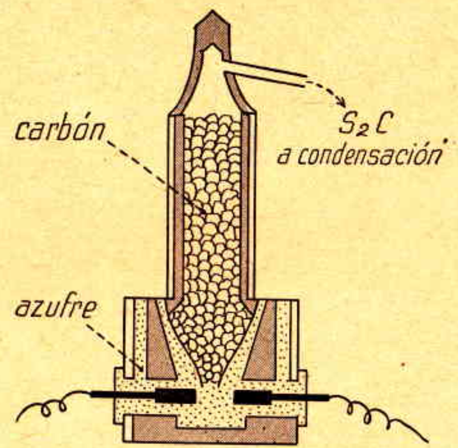


Fig. 127.—Obtención industrial del sulfuro de carbono.

Es un gran disolvente de materias grasas y de varios metaloides, como el iodo y el azufre; por esa propiedad es utilizado en la industria, para la extracción de aceites vegetales. En la agricultura se utiliza para combatir ciertas plagas de los vegetales y en la destrucción de insectos dañinos.

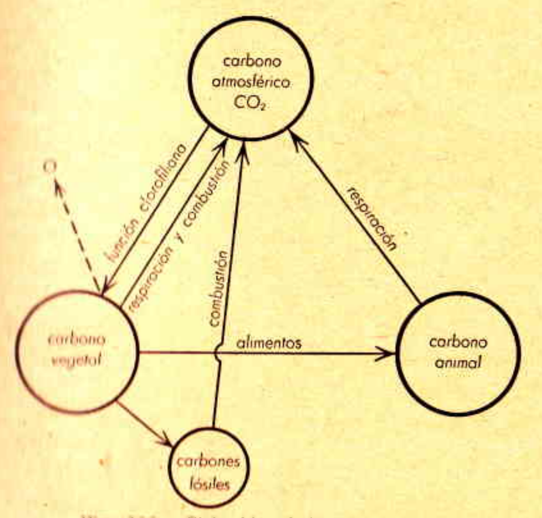


Fig. 128.—Ciclo bioquímico del carbono.

157. Ciclo bioquímico del carbono.—La respiración de los seres vivos, las combustiones, las fermentaciones, etc., producen grandes cantidades de CO_2, que se difunden en la atmósfera; a pesar de ello, la proporción de CO_2 en el aire es constante y muy pequeña. Como ya hemos visto, la sustracción del CO_2 se debe a los vegetales,

los cuales, con la clorófila y bajo la acción química de la luz (acción fotoquímica), lo descomponen, asimilando el carbono y desprendiendo oxígeno (función clorofílica de asimilación). Este carbono de los vegetales transformado en sustancias amiláceas (azúcar, almidón, celulosa), es digerido por los animales herbívoros y de éstos pasa a los carnívoros; por otra parte, en forma de madera o carbón fósil, queda almacenada para producir nuevamente por combustión el CO_2, que vuelve a la atmósfera. Podemos resumir las diferentes transformaciones que sufre el carbono por el esquema de la fig. 128.

EXPERIMENTOS

1.—*Carbones naturales y artificiales.*—Exhibir las distintas variedades de carbono: diamante (de vidriero), grafito, antracita, hulla, lignito y turba, carbón animal, negro de humo, etc., comprobando en cada caso particular sus propiedades especiales; ej.: rayar un trozo de vidrio con diamante, quebrándolo por simple presión, tiznar el papel con grafito, etc.

2.—*Fabricación de carbón de leña y coque.*—Colóquese en un crisol trozos pequeños de madera, recubriéndolos con arena; caliéntese hasta desprendimiento total de gases; déjese enfriar y obsérvese el residuo resultante, que es carbón de madera. Procédase en igual forma, reemplazando la madera por hulla, prolongando el calentamiento. El carbono obtenido en este caso es el coque.

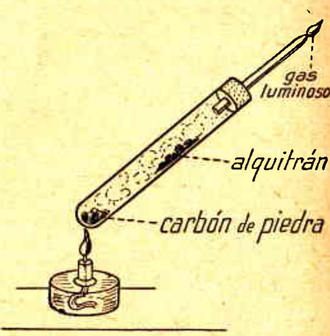


Fig. 129.—Destilación de la hulla.

3.—*Destilación de la hulla.*—En un tubo de ensayo como el de la fig. 129, colóquense trozos de hulla; caliéntese fuertemente, enciéndase el gas que se desprende y compruébese su luminosidad. Déjese enfriar el tubo, extrayendo después el resíduo carbonoso (coque) y el alquitrán adherido a las paredes del tubo.

4. — *Obtención del negro de humo.*—Quémese un algodón impregnado en benceno o esencia de trementina y aplíquese sobre la llama una cápsula de porcelana, sobre la que se formará una buena capa de negro de humo.

5.—*Poder decolorante del carbón animal.*—En cuatro tubos de ensayo que contengan respectivamente soluciones diluídas de vino, tornasol, anilina roja (fucsina) y azul (azul de metileno),

Fig. 130. — Poder decolorante del carbón animal.

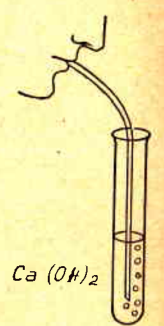


Fig. 131.—Reconocimiento del CO_2 en el aire espirado.

agréguese una porción de carbón animal y caliéntese agitando el tubo de energía. Fíltrese con filtro plegado (fig. 130), y obsérvese la decoloración total de las soluciones.



Fig. 132.—Incomburencia del CO_2

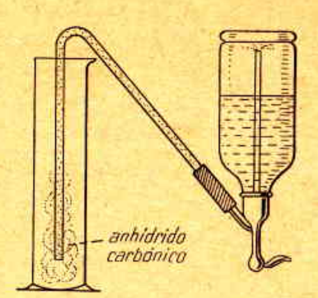


Fig. 133.—Obtención de CO_2

6.—*Reconocimiento de CO_2 en el aire espirado; formación de carbonato y bicarbonato de calcio.*—Sóplese por intermedio de un tubito de vidrio el agua de cal contenida en un tubo de ensayo (fig. 131). Obsérvese el enturbiamiento del líquido y la redisolución posterior del precipitado, fenómeno correspondiente a la producción de carbonato y de bicarbonato de calcio, respectivamente. Interpretar las reacciones producidas.

7.—*Preparación del CO_2.*—Armar un aparato de Kipp, con fragmentos de mármol y ácido clorhídrico, o, de lo contrario, disponer de un sifón invertido como indica la fig. 133. Compruébese la presencia del CO_2 por las reacciones sobre el agua de cal.

8.—*Incomburencia del CO_2.*—Dispóngase en un cilindro de vidrio o copa alta diversos cabos de vela situados a distintas alturas (fig. 132); hágase llegar al fondo del recipiente una corriente del CO_2 por medio de un tubo.

Obsérvese el fenómeno que se produce, explicándolo con relación a la densidad del CO_2. Relacionar este hecho con los extinguidores de incendio.

9.—*Propiedades del hielo seco.* — Mezclando un trozo de hielo seco con éter, la evaporación produce frío intenso; para comprobarlo, introducir en esta mezcla flores, un trozo de carne, un tubo de goma, trozos de frutas, gotas de mercurio, etc. Comprobar su endurecimiento, así como la fragilidad que adquieren algunos de ellos.

CUESTIONARIO

1. ¿Cuál es la importancia del carbono como elemento biogenésico, y por qué?

2. ¿Cuáles son las variedades alotrópicas más importantes del carbono? ¿Cuál es la razón de que exista tan escasa cantidad de diamantes en la naturaleza?

3. De los carbonos amorfos naturales, ¿cuál es de formación más antigua y por qué?

4. ¿Cuáles son los subproductos más importantes que se obtienen en la fabricación del gas de alumbrado?

5.—¿Por qué razón se gradúa la entrada de aire en un pico de Bunsen, para obtener en uno u otro caso llama luminosa o calorífica?

6.—¿Por qué se mantiene constante la proporción de anhídrido carbónico en el aire?

7.—¿Cuál es la razón de que un sifón con soda helada tenga menos presión al extraer el líquido que otro a la temperatura ambiente?

8.—¿Por qué la nieve carbónica es más ventajosa que el hielo en la conservación de los alimentos?

9.—¿Cómo funcionan los extinguidores de incendios?

CAPÍTULO XIV

SILICIO

Silicio: estado natural.—Preparación.—Propiedades.—Carborundum.—Combinaciones del silicio.—Anhídrido silícico.—Silicatos.—Vidrio y cristal.—Industria del vidrio.—Vidrios de seguridad.—Cerámica y alfarería.— Experimentos.—Cuestionario.

158. Estado natural.—El silicio como sustancia simple no existe en la naturaleza; en cambio, abundan tanto sus combinaciones con el O y con los metales, que alcanza a constituir el 26 % de la corteza terrestre, siendo después del O el elemento más difundido. Las principales combinaciones minerales del silicio son: el anhídrido silícico Si O_2, denominado corrientemente *sílice*, y los silicatos de diversos metales: K, Na, Fe, Ca, Mg, etc., como los feldespatos, micas, caolín, arcillas, etc.

159. Preparación y propiedades de la sustancia simple.—El silicio se obtiene descomponiendo la sílice por un metal o por el carbono a la temperatura del horno eléctrico:

$$SiO_2 + Mg \rightarrow 2\ MgO + Si$$

$$SiO_2 + 2\ C \rightarrow 2\ CO + Si$$

Es una sustancia sólida que presenta grandes analogías con el C, y como él puede existir: en estado *amorfo*, como polvo de color pardo que tizna los dedos, y *cristalizado* en forma de octaedros regulares, dotado de brillo metálico.

Las propiedades químicas difieren según sus estados. Así el Si amorfo arde con facilidad en el aire dando SiO_2. El ácido fluorhídrico lo ataca con facilidad, con formación de fluoruro de silicio

$$Si + 4\ FH \rightarrow F_4Si + 2\ H_2$$

En cambio, el Si cristalizado se combina con el O solamente a la temperatura del rojo vivo; resiste la acción de los ácidos

aislados y solamente es atacado por una mezcla de ácidos nítrico y fluorhídrico. Las dos variedades alotrópicas del Si se disuelven en los hidróxidos alcalinos formando silicatos con desprendimiento de H.

$$Si + 2\ Na(OH) + H_2O \rightarrow SiO_3Na_2 + 2\ H_2 \uparrow$$

El Si se combina con muchos metales dando *siliciuros;* esta propiedad es la base de su principal aplicación en la preparación industrial de algunas aleaciones con propiedades características (hierro-silicio, bronce al silicio).

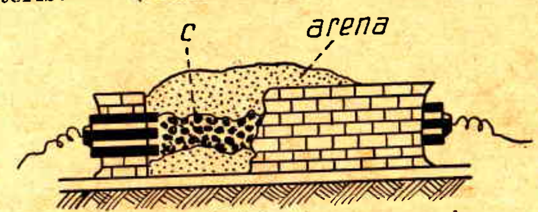


Fig. 134.—Obtención industrial del carborundum.

160. Carborundum. —Cuando se somete a elevada temperatura en el horno eléctrico una mezcla de carbón y sílice (arena), se produce la siguiente reacción:

$$SiO_2 + 3\ C \rightarrow CSi + 2\ CO$$

el compuesto resultante o carburo de silicio toma en la industria el nombre de *carborundum,* que tiene la propiedad de ser extraordinariamente duro y de difícil fusibilidad, utilizándose por tal causa en el pulimento de metales y para dar resistencia a los materiales refractarios.

161. Combinaciones del silicio.—El elemento Si es *tetravalente,* con propiedades en cierto modo análogas a las del carbono. Así puede unirse consigo mismo formando cadenas, pero en cambio no forma anillos o ciclos como el carbono. Pero esas cadenas parecen tener un límite, pues el compuesto de cadena más larga es $Si_6\ H_{14}$. Con el H constituye el *hidrógeno siliciado* $Si\ H_4$; con el oxígeno forma el *anhidrido silícico* $Si\ O_2$, del cual por adición de 2 moléculas de agua puede derivarse el *ácido ortosilícico.* $Si\ O_4\ H_4$, de existencia hipotética:

$$SiO_2 + 2\ H_2O \rightarrow Si \begin{cases} OH \\ OH \\ OH \\ OH \end{cases}$$

Éste, al deshidratarse se transforma en *ácido metasilícico*[1]:

$$Si \begin{cases} OH \\ O\,\boxed{H} \\ \boxed{OH} \\ OH \end{cases} \rightarrow H_2O + Si \begin{cases} OH \\ = O \\ OH \end{cases}$$

1 El ácido metasilícico natural constituye un mineral denominado ópalo.

También se conocen diversas combinaciones con los halógenos, como las siguientes:

$Cl_4\ Si$	$F_4\ Si$
tetracloruro de silicio	tetrafluoruro de silicio

162. Anhídrido silícico. — SiO_2—Es abundantísimo en la naturaleza; puro y cristalizado constituye el mineral llamado cuarzo o cristal de roca; con algunas impurezas que le comunican diversos colores, forma la arena, la amatista, el topacio, etc.[1]

Propiedades.—El SiO_2 puro ó cristal de roca es incoloro, transparente y cristaliza en prismas exagonales bipiramidados a veces de rara belleza y de gran tamaño (en el Museo de Wáshington existen ejemplares de 1 m de largo). Es muy duro, raya el vidrio con facilidad (dureza 7 de la escala de Möhs) y solamente es fusible a temperaturas superiores a 1700°C, pasando por un estado pastoso que permite trabajarlo al soplado, como si fuera vidrio, y fabricar una variedad de instrumental para uso químico, como tubos, retortas, crisoles, etc., que se caracterizan por su infusibilidad; además, como el coeficiente de dilatación del cuarzo es muy pequeño, soportan cambios bruscos de temperatura sin quebrarse (fig. 136). El cuarzo fundido goza también de la propiedad de ser transparente a los rayos ultravioletas, usándoselo en la fabricación de lámparas a vapor de mercurio, tan difundidas hoy en medicina (baños de luz ultravioleta o lámparas de sol artificial).


Fig. 135.—Cristal de cuarzo.

Usos.—Por la dureza, trasparencia y color, ciertas variedades naturales de la sílice son empleadas en joyería: amatista, ópalo, topacio, etc.; el cristal de roca en la fabricación de lentes, aparatos de laboratorios, etc.; la arena en la obtención del vidrio, esmaltes, carborundum, esmeril y como material de construcción.

163. Silicatos.—Como ya hemos visto existen principalmente dos ácidos silícicos: orto y metasilícico; la sustitución del H por metales forman los orto y metasilicatos.

SiO_4Na_4	SiO_3Na_2
ortosilicato de sodio	metasilicato de sodio

1 En realidad se trata de "falsa amatista y falso topacio", pues la amatista y el topacio verdaderos son óxidos de aluminio coloreados.

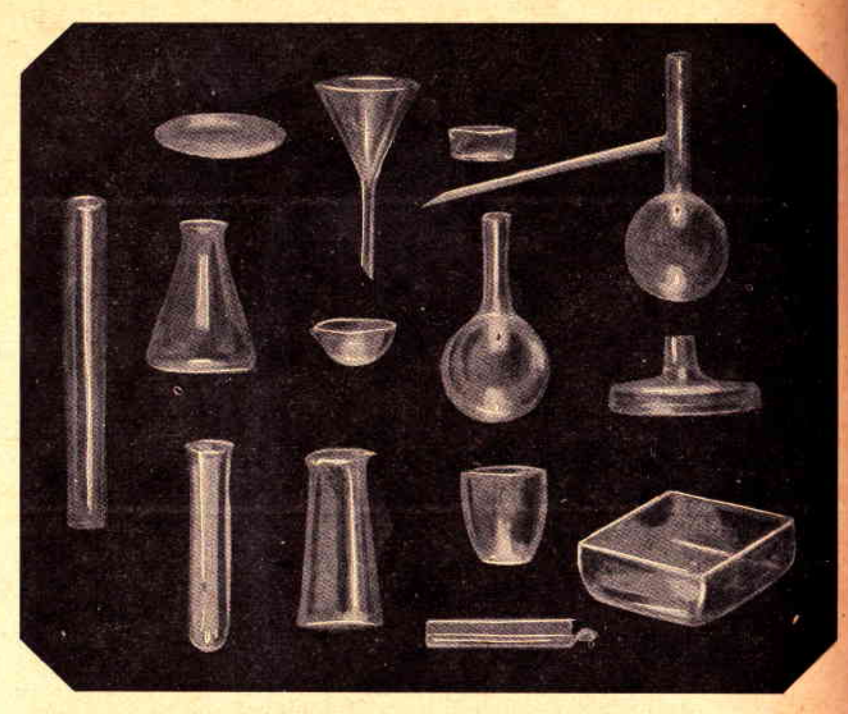


Fig. 136.—Material de uso químico elaborado con cuarzo fundido transparente.

La constitución química y las fórmulas estructurales de los silicatos fué durante mucho tiempo un verdadero rompecabezas para los químicos. Desde hace pocos años, gracias al empleo de la espectroscopia con rayos X (estudios del inglés W. L. Bragg y colaboradores), se sabe que la piedra fundamental de los edificios moleculares de estas sustancias lo constituye un tetraedro elemental integrado por 4 átomos de oxígeno en los vértices y un átomo de silicio en el centro (radical ortosilicato tetravalente).

Las valencias que quedan libres (cuatro por cada tetraedro) pueden ser saturadas por metales diversos, o bien pueden unirse los tetraedros compartiendo uno o dos átomos de oxígeno, formándose así moléculas a veces muy voluminosas. Como resultado, pueden obtenerse moléculas filamentosas (largas cadenas, como la de los piroxenos); moléculas fibrosas como las del asbesto (amianto) y de los anfíboles (dos cadenas largas integradas por tetraedros que se unen por los átomos metálicos); moléculas formando verdaderas cintas o bandas, como las del talco (dobles cadenas unidas por los oxígenos de los tetraedros elementales); o bien moléculas formando verdaderas hojas, como el caso de la mica. En otros casos las uniones de los tetraedros conducen a edificios cristalinos desarrollados en las tres direcciones del espacio, de forma variada (cuarzo, feldespatos, zeolitas, etc.)

Los silicatos son muy abundantes en la naturaleza y generalmente son combinaciones del ácido silícico con dos o más metales. Los más conocidos son:

Feldespatos.—Silicatos dobles de aluminio y potasio (feldespato ortosa), de aluminio y sodio (feldespato albita), de aluminio y calcio (anortita). El feldespato es uno de los tres componentes del granito.

Micas.—Son silicatos complejos de aluminio y otros metales (K, Na, Fe, Ca, Mg, etc.); gozan de la propiedad de tener clivaje perfecto en hojas delgadas, transparentes e infusibles, muy utilizadas como material aislante eléctrico.

Asbesto (amianto)—Es un silicato complejo de Al, Ca, Fe y Mg, blanco, finamente fibroso (lino o hilo de montaña). Por ser incombustible se usa mucho en la industria.

Talco. — Es un silicato hidratado de magnesio, blanco o blanco-verdoso, que se exfolia fácilmente dando hojas alargadas, finas y flexibles. Por su escasa dureza (nº 1 en la escala de Mohs), es untuoso al tacto. Una variedad blanca y compacta del talco, es la *esteatita* o tiza de sastre.

Caolines y arcillas. — Los primeros son silicatos de aluminio hidratados; y las segundas, silicatos de aluminio impurificado por óxidos de Fe, Mn, Ca, etc.

Silicatos artificiales. — El hombre obtiene diversos silicatos artificiales como los vidrios, cristales, porcelanas, lozas, barros cocidos, etc.

Propiedades de los silicatos.—Los silicatos alcalinos de K, Na, son solubles en agua, los restantes son insolubles; todos son atacados por el FH con formación de tetrafluoruro de silicio F_4Si; algunos son descompuestos por el ácido clorhídrico, con separación de SiO_2 al estado gelatinoso:

$$SiO_3Na_2 + 2\ HCl \rightarrow SiO_2 \downarrow + 2\ ClNa + H_2O$$

Los silicatos naturales y el SiO_2 se disuelven o son atacados por los hidróxidos alcalinos o el carbonato de sodio, a la temperatura de fusión, formando los silicatos alcalinos correspondientes, operación que se denomina *disgregación:*

$$SiO_2 + CO_3Na_2 \rightarrow SiO_3Na_2 + CO_2 \uparrow$$

164. Vidrio y cristal.—Si la fusión se efectúa con carbonato de Na y Ca, el producto resultante es un silicato doble de Na y Ca, fusible, amorfo y transparente, llamado *vidrio*:

$$2\ SiO_2 + CO_3Na_2 + CO_3Ca \rightarrow \underbrace{SiO_3Na_2 + SiO_3Ca}_{\text{vidrio}} + 2\ CO_2$$

Si en la composición entra el Pb, la masa es más trasparente y el producto fundido toma además una sonoridad especial, constituyendo el *cristal*. En el llamado *vidrio pyrex*, una parte de la SiO_2 ha sido sustituída por B_2O_3; es un vidrio muy resistente a los choques y a los cambios de temperatura.

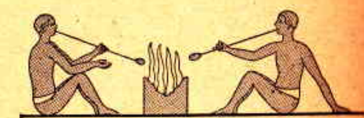
La fusión de pastas arcillosas y moldeables constituye la

gran variedad de productos cerámicos: porcelanas, lozas, objetos de alfarería, cuya fabricación se detallará más adelante.

165. Industria del vidrio.—Con el nombre de vidrio se designa al producto obtenido de la fusión de arena silícea como carbonato de sodio y calcio; es un cuerpo transparente, amorfo, frágil, insoluble en agua y en los ácidos (a excepción del ácido fluorhídrico que lo ataca formando F_4 Si).

Las propiedades especiales de este material al estado viscoso permiten la obtención de las formas más variadas sin dificultad alguna, a las que se da las aplicaciones más diversas en la vida diaria; artículos de uso corriente, accesorios para todas las ramas de la ciencia e industria, y objetos artísticos, a veces de valor considerable por su perfección.

Es un producto antiquísimo de la actividad humana; posiblemente, sus inventores fueron los egipcios, los cuales no sólo dominaban el arte de obtener metales de los minerales, sinó que también estaban familiarizados Beni-Hassan (1800 años antes de J. C.) figuran grabados en relieve, sopladores de vidrio con su clásica caña, toda con la alfarería; en las tumbas reales de vía hoy empleada (fig. 137). De cualquier manera es seguro que 600 años A.J.C., los antiguos sabían fundir el vidrio y darle forma por prensado y moldeado, así como colorearlo. En la actualidad, los estudios científicos aplicados a la industria, han hecho de ésta una de las más importantes y en la que se destacan algunas localidades como las de Bohemia y Jena en Alemania, nombres ligados a las mejores producciones de vidrio y cristal que se conocen.


Fig. 137.—Grabado de las tumbas de Beni-Hassan.

Las propiedades principales del vidrio son: su transparencia, brillo, sonoridad, dureza y mala conducción del calor y electricidad, propiedades que varían fundamentalmente de acuerdo con la naturaleza de los metales unidos al silicio. Según éstos, pueden dividirse los vidrios usuales en cuatro grupos:

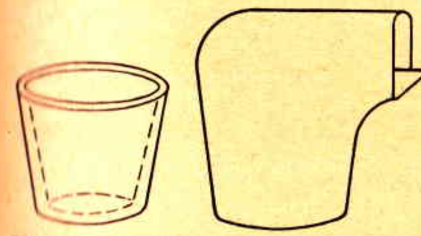
1º.—Vidrios cálcico-sodicos: vidrio para ventanas.

2º.— " " potásicos: vidrio de Bohemia o medio cristal, incoloro, poco fusible y con buena sonoridad.

3º.— „ plúmbico-potásico: conocido con el nombre de cristal o vidrio sonoro; es notable por su brillo y sonoridad.

4º—Vidrios alumínico-cálcico-alcalino: vidrio ordinario de botellas, fuertemente coloreado, fusible pero sin sonoridad; la presencia del hierro, como silicato ferroso, le comunica ese color verde característico.

Fabricación del vidrio.—Las materias primas que se utilizan en la fabricación del vidrio son: anhídrido silícico, cal, álcalis, óxido de plomo y alúmina; de éstos, la sílice (arena o cuarzo), la cal y la alúmina, se encuentran muy difundidos como minerales en la naturaleza; los álcalis y el óxido de plomo son suministrados por la industria química. Las materias primas mezcladas en proporciones variables, según la clase de vidrio que se desee, se calcinan previamente para eliminar el H_2O y CO_2 que contienen, y se introducen luego en hornos especiales a temperaturas mayores de 1.000º C, originándose entonces la combinación de los silicatos con la formación del vidrio. A veces, se encuentran en el vidrio diversas impurezas provenientes de las materias primas, en particular óxido de hierro, que se transforma luego por cocción en silicato ferroso de color verde característico (verde botella); para quitarlo se agrega a la masa fundida bióxido de manganeso Mn O_2 (jabón de vidrieros), que al oxidar el hierro y transformarlo en silicato férrico de color amarillento, se convierte a su vez en silicato mangánico de color violáceo; los colores amarillo y violáceo son complementarios y por superposición dan el blanco: de ahí la decoloración del vidrio.


Fig. 138.—Crisoles para la fusión del vidrio.

La fusión se verifica en crisoles de forma adecuada o en hornos especiales de cuba con un solo recipiente y varias aberturas de trabajo, para la extracción del material durante el moldeo. Una vez fundido, se disminuye la temperatura hasta obtener el vidrio pastoso, con el que se procede al moldeo y soplado, que puede ser individual (tomando cada obrero por intermedio de una caña hueca una porción de vidrio y soplándolo luego dentro de un molde), o bien con maquinarias especiales, maravillas de la técnica moderna, que por sí solas efectúan con gran rapidez y en forma circular, alrededor del horno, con el material fundido, todas esas operaciones en forma automática.

Las piezas terminadas deben ser sometidas a un enfriamiento lento o *temple*, para evitar que luego se resquebrajen. Los vidrios planos para ventanas, espejos, etc., exige una maquinaria especial, que consiste en verter el vidrio fundido sobre mesas de bronce calentado y luego se extiende mediante un cilindro de hierro colado, que corre sobre reglas para fijar la longitud y espesor del vidrio.

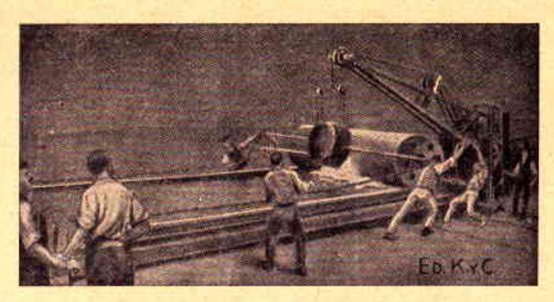


Fig. 139.—Obtención del vidrio plano.

Vidrios coloreados.—Para teñir los vidrios, se funde en su masa un óxido metálico determinado; así el óxido de cobalto lo tiñe de azul; el óxido de cobre, de verde; el óxido de uranio, de amarillo fluorescente; el óxido de manganeso, de violeta.

Grabado.—Se efectúa aprovechando el ataque del ácido fluorhídrico sobre el vidrio; se recubre previamente con una capa de cera o parafina la pieza que se quiere grabar, con punzón mecánico o a mano se ejecuta sobre ella el dibujo, y luego se sumerge la pieza en baño de HF por un tiempo determinado, variable según la concentración del ácido; al cabo de ese tiempo se quita con agua caliente la capa de cera y queda perfectamente visible e indeleble el grabado original (ver pág. 137).

166. Vidrios de seguridad.—El vidrio común tiene un inconveniente: es frágil, y al quebrarse, los fragmentos cortantes pueden dañar, siendo esta circunstancia muy importante en los trenes, tranvías, automóviles, aviones, etc. La industria produce los vidrios llamados "de seguridad", que si bien no son irrompibles como pregonan los comerciantes, se ha aumentado su resistencia al choque y al calor, así como se ha evitado las roturas con bordes filosos. Los distintos vidrios de seguridad son:

1º *Vidrios multiplex* compuestos de dos o más hojas de vidrios soldados entre sí por combinaciones de la celulosa, por resinas sintéticas o productos análogos (al principio se unían con celuloide o gelatina que tenían el inconveniente de ponerse amarillos). Generalmente al romperse se mantienen adheridos a las capas elásticas intermediarias. Los llamados *vidrios invulnerables* o *blindados*, son análogos a los precedentes, pero compuestos de un gran número de hojas, de tal manera que un proyectil no afectaría sino a las capas superficiales, incrustándose en el vidrio sin atravesarlo, pues las capas profundas absorben la energía cinética del mismo.

2º *Vidrio templado* (p. ej., el denominado comercialmente Securit y vulgarizado en los vasos del llamado vidrio irrompible). Es un vidrio cinco veces más duro y también más flexible que el ordinario, así como más resistente a los cambios de temperatura, obtenido mediante un temple adecuado. Cuando llega a romperse, lo hace en trozos muy pequeños de aristas poco cortantes y de superficie concoide, imbricadas cual las piezas de un rompe-cabezas.

3º *Vidrio armado.* A la hoja de vidrio se incorpora una tela metálica.

4º *Vidrios sintéticos* u *orgánicos.*—Químicamente son muy diferentes a los vidrios, pues se los obtiene con las llamadas resinas sintéticas de naturaleza orgánica, pero físicamente se parecen, sobre todo por su gran transparencia, siendo más flexibles y no quebrándose.

INDUSTRIA DEL VIDRIO



Distintas fases de la elaboración del vidrio por soplado y moldeado a mano.

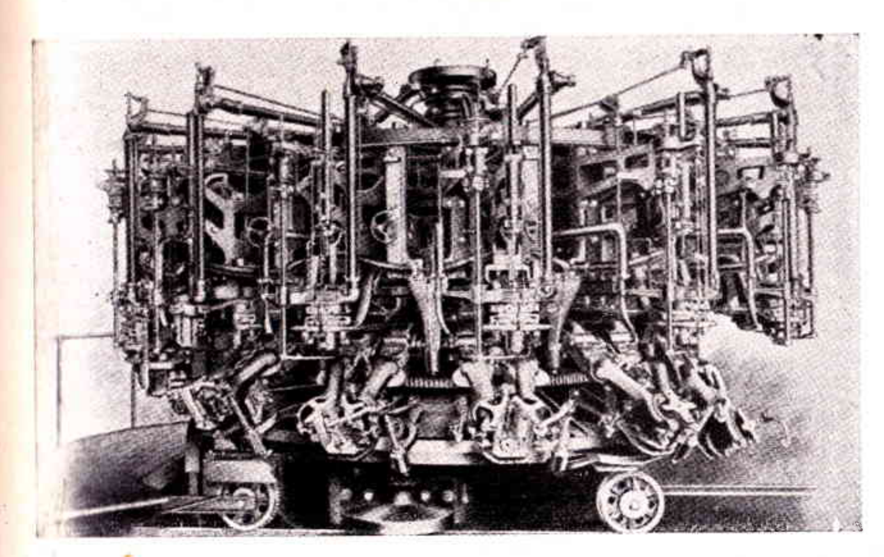


Lámina IV

Máquina automática Owens, maravilla de la mecánica moderna, capaz de fabricar hasta 40.000 botellas por día.

167. Cerámica y alfarería. — Comprende el conjunto de las operaciones tendientes a obtener objetos a partir de pastas arcillosas moldeables y endurecidas por la acción del fuego. Los productos cerámicos se clasifican en:

1º—*Porcelanas,* que son duras, compactas e impermeables al agua; 2º—*Las lozas finas;* y 3º, la *alfarería* y *loza comunes,* que son pastas blandas, porosas y fusibles. Los productos cerámicos de la 2ª y 3ª clase, por ser permeables a los líquidos y gases, se recubre su superficie por un vidriado o barniz que obtura sus poros.

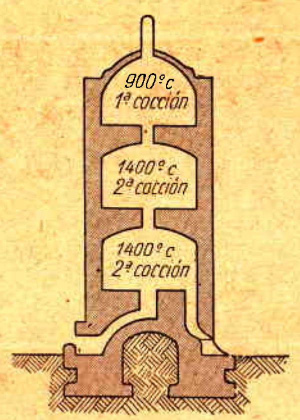


Fig. 140.—Horno para la cocción de la porcelana.

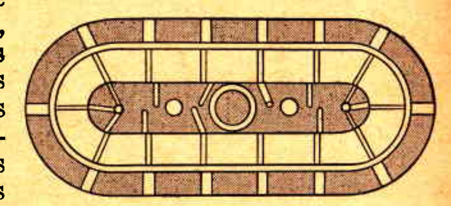
Porcelanas.—Se fabrican con *caolín,* mezclado con arena para evitar el encogimiento, y feldespato o *fundente,* que es el que, al producirse el principio de fusión, da al objeto ese aspecto translúcido característico. Estos minerales perfectamente pulverizados y mezclados, son amasados con agua y luego se les da la forma del objeto con moldes o torno (moldeado); después, se somete a una primera cocción, a una temperatura aproximada de 900ºC, con lo que se forma el *bizcocho de porcelana* llamada así por ser bastante poroso en su superficie. La vitrificación de la misma se efectúa después sumergiendo los objetos en baños de pegmatita (mezcla de feldespato y cuarzo, pulverizados y desleídos en agua) secándolos al instante: el baño deja en la superficie una capa delgada del polvo vitrificable. Las piezas se disponen para una segunda cocción en hornos especiales, a una temperatura más elevada, con lo que el feldespato experimenta un fusión parcial y la masa adquiere esa textura compacta y traslúcida, que es tan característica y apreciada (fig. 140).

Las lozas finas, se obtienen con arcillas refractarias, feldespato y caolín. El procedimiento de fabricación es semejante al de las porcelanas, pero el barnizado final se efectúa con un silicato fusible (carbonato de sodio y un óxido de plomo); a la temperatura de la fusión, el objeto moldeado se recubre superficialmente de un barniz de silicato de sodio y plomo, que lo hace translúcido en los bordes, impermeables a los líquidos e inatacable a los ácidos orgánicos. Es el material indispensable para la preparación de vajilla de mesa.

Productos de alfarería o barro cocido.—Con materiales de

esta clase se hacen las tejas, macetas, recipientes para cocción de alimentos, ladrillos, etc. Estos productos se obtienen partiendo de arcillas impuras con fuerte proporción de óxido férrico, que a la cocción da un producto de color rojo o pardo; los productos vidriados se terminan recubriéndolos interior o exteriormente con un barniz a base de silicato de Pb que los hace impermeables. Los ladrillos, las tejas, las macetas, etc., se fabrican con arcillas mezcladas con arena; se moldea a mano la materia reducida a pasta mediante el agua, se deja secar y se cuece luego en hornos a temperaturas poco elevadas.

Los ladrillos refractarios, indispensables para la construcción de hornos, se fabrican con arcillas especiales a las que se agregan gran cantidad de cuarzo y magnesia, moldeándolos generalmente a máquina. La cocción se hace a temperatura muy elevada, con lo cual se obtienen ladrillos compactos, duros y altamente resistentes al calor. Se utilizan hornos especiales llamados contínuos o de Hoffmann y cuya característica más importante es la de que el calor de los gases de combustión, es aprovechado para elevar la temperatura de los objetos que se han de cocer, al mismo tiempo que el calor de los ya cocidos es utilizado para calentar el aire que ha de sostener la combustión.


Fig. 141.—Horno continuo de Hoffman.

EXPERIMENTOS

1º.—Exhibir los minerales siguientes:

Cristal de roca Arena Pedernal Amatista Topacio	Anhídrido silícico.
Opalo	Anhídrido silícico hidratado.
Caolín Arcillas Talco Micas Amianto	Silicatos.

Comprobar las propiedades características en cada caso particular (ej.: dureza del cristal de roca, plasticidad del caolín con el agua, etc.).

2º— *Grabado de vidrio.*—Recubrir la superficie exterior de un vaso de vidrio con una capa de cera o parafina, grabar en su superficie con un estilete un dibujo cualquiera; sumergir la parte tallada en una cubeta de plomo conteniendo una disolución de ácido fluorhídrico al tercio. Al cabo de media hora extraer la parafina con agua caliente con lo cual aparecerá sobre la superficie del cristal el grabado.

CUESTIONARIO

1.—¿Cuál es el lugar que ocupa el silicio como elemento constitutivo de la corteza terrestre y por qué?

2.—Compare el carbono con el silicio ¿cuáles son sus analogías y sus diferencias?

3.—¿Por qué las ampollas de las lámparas de rayos ultravioletas se fabrican con cuarzo?

4.—¿Qué ventajas tienen los aparatos de laboratorio fabricado con cuarzo fundido transparente?

5.—¿Cuál es la diferencia entre el vidrio ordinario, medio cristal y cristal, ¿cuál de ellos es más sonoro?

6.—¿Por qué al bióxido de manganeso se lo denomina corrientemente "jabón de los vidrieros"?

7.—¿Cómo se pueden obtener los llamados "vidrios de seguridad"?

8.—¿Qué diferencia existe entre una pieza de porcelana, una de loza y una de barro cocido?

CAPÍTULO XV

LAS LEYES ESTEQUIOMÉTRICAS Y LA TEORÍA ATÓMICA-MOLECULAR

La discontinuidad de la materia demostrada por Dalton; la teoría atómica.—El peso atómico.—Acción de la presión y de la temperatura sobre los gases (leyes de Boyle-Mariotte y de Gay-Lussac).—La ecuación general del estado gaseoso.—Leyes de las combinaciones gaseosas en volúmenes (Gay-Lussac).—Hipótesis de Avogadro; la teoría molecular.—Peso molecular absoluto y relativo.—Molécula gramo.—Volumen gramo molecular.—El número de Avogadro.—Valencia de los elementos.—Las moléculas de las sustancias simples: atomicidad de los elementos.—Las moléculas de las sustancias compuestas.—Equivalentes.—Ejercicios estequiométricos.—Cuestionario.—Problemas.

168. La discontinuidad de la materia demostrada por Dalton; la teoría atómica. — De acuerdo con lo que hemos estudiado, estamos ante dos hechos fundamentales:

1º La composición química de una sustancia es constante (Berzelius);

2º No se pueden obtener diferentes sustancias por variación continua y arbitraria de la proporción de sus componentes (leyes de Proust y de Dalton).

Dalton, reflexionando sobre estos hechos, no se conformó con exponerlos, sino que buscó una explicación satisfactoria que rindiera cuenta de la regularidad de estas relaciones. En las combinaciones químicas, observó que la relación de los pesos de los constituyentes varía de *manera discontinua*, a saltos, mientras que en las mezclas puede variarse de manera continua la proporción de los constituyentes. Esta discontinuidad solo puede explicarse mediante una *estructura discontinua, corpuscular* de la materia, suponiendo:

1º *Las sustancias simples están formadas por la unión de átomos iguales, cuyo peso es invariable y característico.*

2º *Las sustancias compuestas se forman al unirse átomos*

de diversos elementos, átomos que nunca se dividen, sino que entran enteros en la combinación formada.

Si se admite, p. ej., que los átomos de diversos elementos se simbolizan por las letras A, B, C, etc., símbolos que también representan el peso propio de cada átomo, las distintas combinaciones posibles se forman fácilmente, y al mismo tiempo establecemos la composición química en peso, de los componentes de las mismas, de la siguiente manera:

A + B	A + C	B + C
A + 2 B	A + 2 C	B + 2 C
2 A + B	2 A + C	2 B + C
etc.	etc.	etc

Los átomos, al ser las porciones más pequeñas de un elemento que pueden subsistir a través de todas las transformaciones químicas o físicas donde intervenga dicho elemento, son realmente corpúsculos materiales indivisibles, por lo cual corresponden al sentido etimológico de la palabra creada por los filósofos griegos. Por ello, las fórmulas que hemos adoptado representan fielmente la composición química de las sustancias que simbolizan.

169. El peso atómico.—La idea más genial de Dalton fué deducir de las relaciones de combinación de los elementos en los compuestos, el peso de los átomos que intervenían.

Analizando el agua vió que el hidrógeno entraba en la proporción de 1 p. en peso para 8 p. de oxígeno; en el óxido de carbono, se encuentran 8 p. de oxígeno y 6 p. de C.; y en el anhídrido carbónico 16 p. de O para 6 de C. Hizo el siguiente razonamiento: Si 1 p. en peso de H se combina con 8 p. de O, y esta misma cantidad de O forma con 6 p. de C el óxido de carbono, mientras que en el anhídrido carbónico para los mismos 6 p. de C se requieren 8 x 2 = 16 p. de O, tomando las cantidades mínimas de los elementos que se combinan, puede deducirse que si 1 átomo de hidrógeno pesa 1, un átomo de C pesará 6 y un átomo de O pesará 8.

Dalton, admitiendo que los átomos reales eran sumamente pequeños, no consideró los valores anteriores como medida del peso verdadero o absoluto de los átomos, sino como su *peso relativo*, comparándolo con el peso de otro átomo que se toma como unidad. El átomo que adoptó como término de comparación fué el *hidrógeno*, pues en las numerosas combinaciones analizadas resultó ser el más liviano. Los valores así obtenidos son los llamados *pesos atómicos.*

Por diversos métodos se ha llegado a determinar las masas atómicas de los elementos compilándose tablas, en las cua-

les vemos modificados los números hallados por Dalton, quien cometió errores debido a una interpretación equivocada de los hechos.

Elementos	Valores atómicos de Dalton	Pesos atómicos actuales
Hidrógeno . .	1	1,008
Oxígeno . . .	8	16
Carbono . . .	6	12

Se habrá notado que el peso atómico del hidrógeno es 1,008, cuando en realidad, si fuera la unidad, debiera ser igual a uno. Esto ocurre porque se ha considerado más conveniente referir los pesos atómicos al peso relativo del *oxígeno*, que es absolutamente fijo y que pertenece a un elemento con gran poder de combinación. Arbitrariamente se ha fijado en 16 el peso atómico del oxígeno. Por lo tanto, *la unidad empleada para los pesos atómicos es 1|16 del peso atómico del oxígeno.* Los valores obtenidos se deberían llamar *pesos atómicos relativos.* Al decir que el peso atómico del C = 12, queremos significar que un átomo de este elemento pesa $\frac{12}{16}$ del peso del oxígeno, o sea, practicamente, 12 veces más que el peso de un átomo de H.

El *átomo-gramo* o *peso gramo-atómico,* es el peso atómico relativo expresado en gramos. Así los átomos-gramos del oxígeno, azufre, carbono, etc., serán respectivamente 16 g, 32 g, 12 g, etc. Estas cifras son de gran utilidad en los cálculos estequiométricos.

El *peso atómico absoluto* es el peso de un solo átomo de un elemento. La cifra representativa, en relación con la pequeñez del átomo, es insignificante. El peso absoluto de un átomo del hidrógeno es 1,66 x 10^{-24} de gramo. [1]

El hombre a quien, más que a ningún otro, debemos el conocimiento de los pesos atómicos relativos, es el gran químico sueco Juan Jacobo Berzelius (1779-1849). Determinó el peso atómico de unos 50 elementos con una exactitud maravillosa para ese época, por métodos imaginados por el mismo, y cumplió este trabajo gigantesco en sólo 10 años (1810-1818). El químico belga Juan S. Stass, publicó en 1865 el fruto del trabajo de muchos años acerca de los pesos atómicos, que se considera como un verdadero modelo de precisión. Hoy esta tarea fundamental está encomendada a una *comisión internacional* que depende de la Unión Internacional de Química, y que año tras año va publicando el resultado de sus investigaciones.

[1] Lo cual es lo mismo que decir $\frac{1,66}{100.000.000.000.000000.000.000}$

170. Acción de la presión y de la temperatura sobre los gases (leyes de Boyle-Mariotte y de Gay-Lussac).—El estudio de las relaciones de volumen entre las sustancias gaseosas que se combinan, aclararían definitivamente las ideas expuestas por Dalton. Pero, para poder hacer estos estudios fué preciso conocer en *qué condiciones* debe trabajarse para que los resultados sean comparables y de provecho. Efectivamente el volumen de un gas depende de dos factores de variación: la presión (un aumento de presión hace disminuir el volumen de un gas), y la temperatura (un aumento de temperatura dilata a un gas). Las siguientes leyes relacionan estos factores con el volumen del gas:

1º *Ley de Boyle-Mariotte.* — "A igual temperatura, el volumen de un determinado peso de gas es inversamente proporcional a las presiones a que se le somete". Cuando la presión se hace igual a 2, 3, 4, etc., veces mayor que la primitiva, el volumen inicial se reduce a ½, ⅓, ¼, etc. Comparando los volúmenes v_1 y v_2 de un cierto peso de un gas, con las presiones p_1 y p_2 que soportan, se tiene que:

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{p_2}{p_1} \quad \therefore \quad v_1\, p_1 = v_2\, p_2 \qquad (1)$$

y en general puede decirse que comparando volúmenes v_1, v_2, v_3,... de una misma cantidad de gas, a las presiones p_1, p_2, p_3..., se tendrá:

$$v_1\, p_1 = v_2\, p_2 = v_3\, p_3 = \ldots\ldots k$$

o sea un número constante k, que a la misma temperatura *(variaciones isotérmicas)* sólo depende del peso de gas considerado [1]

2º *Ley de Charles - Gay Lussac.* — "A una misma presión, el volumen de un determinado peso de un gas, es directamente proporcional a la temperatura absoluta". Es decir que la relación entre los volúmenes v_1 y v_2 de un igual peso de un gas a las temperaturas T_1 y T_2 son:

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad \therefore \quad v_1\, T_2 = v_2\, T_1$$

Lo interesante de la ley de Gay Lussac, estudiada también por Dalton y ya precisada anteriormente por Charles, es que como consecuencia, *manteniendo constante la presión, todos los gases se dilatan igualmente por la acción del calor.* Precisamente la variación de volumen por cada grado centígrado es

[1] Omitimos la demostración de esta ley, así como de la de Gay Lussac, por formar parte de las enseñanzas de física, sólo teniendo aquí un valor ilustrativo y no fundamental.

igual a $^1/_{273}$ de su volumen a 0ºC (coeficiente de dilatación de los gases) [1]. Este coeficiente suele representárselo con la letra griega $\alpha = \frac{1}{273} = 0{,}003663$

De acuerdo con ésto, si el volumen a 0°C es v_0, su volumen v a t° será:

$$v_t = v_0 + \frac{v_0 \times t}{273} = v_0\,(1 + \alpha\, t) \qquad (2)$$

Como la variación de volumen correspondiente a cada grado centígrado es $^1/_{273}$, **compréndese fácilmente que en la teoría el volumen del gas a —273º C es nulo.** En realidad, esto es una abstracción teórica, debiendo tenerse en cuenta que el volumen aparente de la materia, comprende los espacios intermoleculares y el volumen ocupado realmente por las moléculas que no podríamos anular sin destruir la materia. La temperatura de —273° C llámase *cero absoluto.*

Las temperaturas que se miden a partir del cero absoluto se llaman *temperaturas absolutas* y se representan así: T = 273 + t. De lo dicho anteriormente resulta que el volumen de un gas es proporcional al número de grados de su temperatura absoluta.

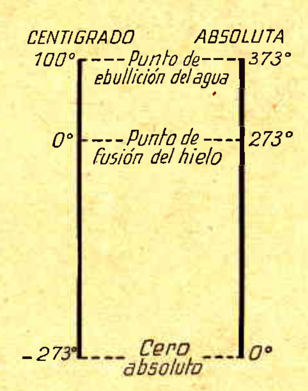


Fig. 142.—Las escalas termométricas centigrádica y absoluta.

173. La ecuación general del estado gaseoso.—Las leyes de Boyle-Mariotte y de Gay-Lussac, pueden condensarse en una sola diciendo: *"Los volúmenes de un mismo peso de un gas son directamente proporcionales a las temperaturas absolutas, e inversamente proporcionales a las presiones que soportan".* Combinando igualmente (1) y (2) se obtiene la *ecuación general del estado gaseoso,* comparando el volumen v_0 de una cierta cantidad de gas a 0°C y a la presión p_0, con el volumen v, que tendría a la presión p [1]

$$\boxed{v_t\, p_t = v_0\, p_0\,(1 + \alpha\, t)} \qquad (3)$$

Puede transformarse este expresión sacando α fuera del paréntesis; se tiene:

$$P_t\, V_t = P_0\, V_0\, \alpha \left(\frac{1}{\alpha} + t. \right)$$

[1] Fué Charles en 1787 quien observó que cualquier gas al ser enfriado de 0ºC a —1ºC, sufría una contracción igual a 1/273 de su volumen. La ley fué enunciada 15 años después, en 1802, por Gay Lussac en base a las observaciones de Charles.

pero como

$$\frac{1}{\alpha} + t = \frac{1}{\frac{1}{273}} + t = 273 + t = T.$$

por tanto

$$\boxed{P_t\ V_t = P_0\ V_0\ \alpha\ .\ T\ .} \qquad [4]$$

Estas leyes permiten conocer en forma matemática, la influencia que ejercen la presión y la temperatura de un gas sobre su volumen.



Fig. 143.—Luis José Gay-Lussac (1778 - 1850).

Para que los resultados de los experimentos de combinaciones entre sustancias gaseosas tengan valor, *hay que fijar condiciones uniformes de temperatura y de presión.* Los físico-químicos han convenido en adoptar como *condiciones normales* para referir los volúmenes gaseosos, la temperatura de *cero grado centígrado* (temperatura del hielo fundente) y la presión de *760 mm de mercurio* (presión atmosférica normal al nivel del mar). Si hemos medido un volumen v^t de un gas a t° y a la presión p^t (medida con un barómetro), para obtener el *volumen reducido a las condiciones normales*, partiendo de la fórmula (3) y sabiendo que $p_0 = 760$, tendríamos:

$$v_0 = \frac{v_t\ p_t}{760\ (1 + \alpha\ t)} \qquad (5)$$

Es importante esta fórmula en los cálculos estequiométricos; si bien se refiere a gases perfectos, en la práctica se aplica directamente aún para los vapores.

Si se quiere simplificar la ecuación de los gases, combinando las dos leyes vistas, y considerando V y V', P y P', T y T', como los volúmenes, las presiones y las temperaturas absolutas de dos gases a comparar, se tiene:

Ecuación general del estado gaseoso

$$\frac{P\ V}{T} = \frac{P'\ V'}{T'}$$

174. Leyes de las combinaciones gaseosas en volumen (Gay-Lussac).—Casi al mismo tiempo que Dalton, el gran químico francés Luis José Gay-Lussac, descubrió el hecho notable

de que las sustancias simples gaseosas se combinan según relaciones sencillísimas de volúmenes. Ejemplos:

2 volúmenes de H + 1 volumen de O → 2 vol. de H_2O (vapor de agua)
1 volumen de Cl + 1 volumen de H → 2 vol. de ClH.
1 volumen de N + 3 volúmenes de H → 2 vol. de NH_3.

Como vemos la relación entre los volúmenes de los gases reaccionantes es bien sencilla: $^2/_1$ en la formación del agua; $^1/_1$ en la del ClH; $^1/_3$ en la del NH_3. Esto permitió enunciar a Gay Lussac su importante *ley volumétrica.* "Cuando dos sustancias gaseosas se combinan, existe una relación sencilla entre sus volúmenes". Cualquier exceso de uno de los gases queda sin combinar; p. ej.: si se tratara de combinar 2 volúmenes de cloro con 1 volumen de hidrógeno, se formarían 2 volúmenes de ClH mezclados con 1 volumen de Cl que sobraría.

175. Hipótesis de Avogadro; la teoría molecular.—El químico sueco Berzelius, en 1810, basándose en las leyes de Boyle-Mariotte y de Gay Lussac, supuso que "en volúmenes iguales de diferentes gases en igualdad de temperatura y presión, existe el mismo número de partículas o átomos", y creyó que pesando volúmenes iguales de distintos gases, debería encontrarse el peso relativo de los átomos. Esta idea notable, se halló en contradicción con los hechos, pues si fuera cierta no se explicaría como al unirse 1 volumen de Cl con un volumen de H se formaban 2 volúmenes de ClH y no uno, y así también ocurre con el ejemplo del agua y del amoníaco, donde debiera resultar un solo volumen de gas resultante.[1]



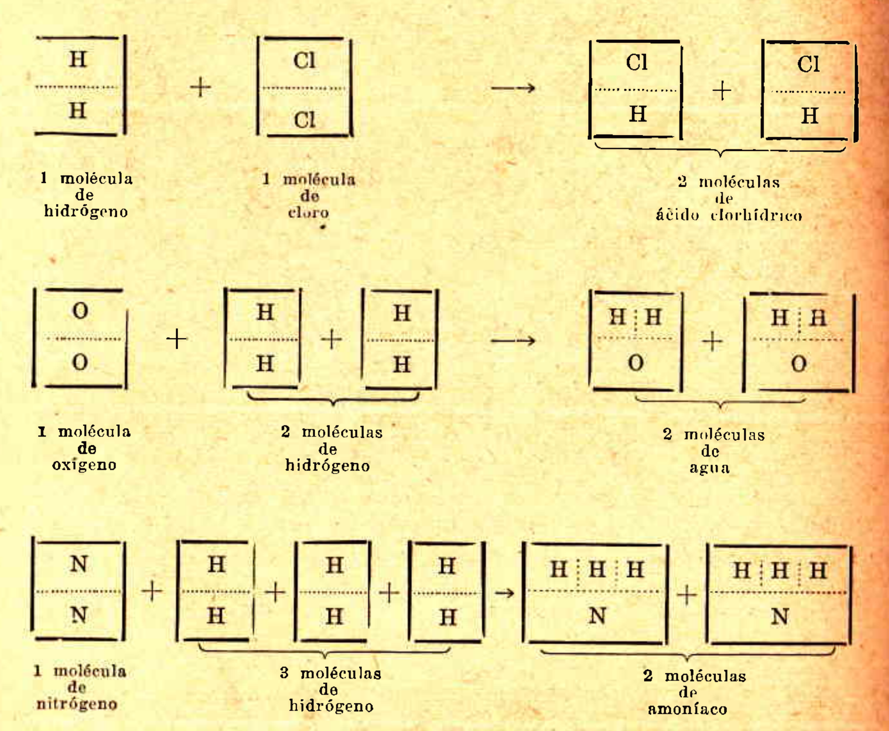
Fig. 144. — Amadeo Avogadro (1776-1856).

Poco más tarde (en 1811), el gran físico italiano Amadeo Avogadro dió una solución genial a estos problemas. Consideró que no son los átomos las partículas mínimas que están al estado de libertad en los gases, sino las *moléculas integrantes* o simplemente *moléculas*, enunciando la siguiente regla importante: *En volúmenes iguales de gases tomados a la misma presión y temperatura, existe el mismo número de moléculas".* Esta regla fué encontrada pocos años después por el francés Ampère (1814), y por eso es llamada *regla de Avogadro - Ampère.* De esta manera los resultados de Gay-Lussac, los traducía Avogadro así:

[1] Efectivamente, si suponemos que 1 volumen determinado de cloro posee 10 000 partículas, el mismo volumen de hidrógeno tendrá 10 000 partículas: al unirse ambos gases se formarían 10 000 partículas de ácido clorhídrico que deberían ocupar un volumen y no dos volúmenes como ocurre en la práctica.

1 molécula de Cl + 1 molécula de H ⟶ 2 omléculas de ClH
2 moléculas de H + 1 molécula de O ⟶ 2 moléculas de H_2O.
1 molécula de N + 3 moléculas de H ⟶ 2 moléculas de NH_3.

Pero como a esta hipótesis podría hacérsele las mismas objeciones que a la suposición original de Berzelius, el sabio italiano zanjó talentosamente la dificultad, admitiendo que tanto en el H, como en el O ó en el N, cada molécula está formada por la unión de *átomos* iguales (que él llamaba *moléculas elementales*), mientras que las moléculas de ácido clorhídrico, de agua y de amoníaco, estaban formadas por la unión de átomos diferentes. Y los hechos anteriores pueden comprenderse fácilmente a través de estos esquemas que son una traducción de las ideas de Avogadro. [1]



Con estas ideas se establecía la relación estrecha existente entre la hipótesis atómica de Dalton y la molecular de Avogadro, base de la *teoría atómica molecular* que iluminó to-

[1] Volviendo a la formación del ácido clorhídrico, si 1 volumen de Cl contiene 10000 moléculas (o sea 20000 átomos), el mismo volumen de H contendrá también 10000 moléculas (20000 átomos); al combinarse formarán 20000 moléculas de ClH (o sea dos volúmenes).

dos los hechos que tratan la Química y la Física, contribuyendo considerablemente al enorme progreso que adquirieron estas ciencias en el siglo pasado.

Pasaron muchos años antes de que estas teorías fueran conocidas y aceptadas, siendo un gran mérito de dos químicos franceses, el haber difundido su gran alcance: Carlos Gerhardt, profesor de química en Montpellier, en 1841 escribía las fórmulas de las sustancias de la misma manera como lo hacemos hoy, y su gran amigo Augusto Laurent, profesor de química en Burdeos, en 1846, apoyándose en la regla de Avogadro, definió a la *molécula* como la más pequeña porción de una combinación o de un elemento que puede concebirse en estado de libertad, y el *átomo* como la más pequeña cantidad de un elemento que puede entrar en la molécula. Por fin, la teoría atómica-molecular es consagrada definitivamente en el gran Congreso de Química reunido en Carlsruhe en 1860 por obra del gran químico italiano Estanislao Cannizzaro.

176. Peso molecular absoluto y relativo.—Una consecuencia de gran importancia ha tenido la hipótesis de Avogadro. **Efectivamente, si volúmenes iguales de los distintos gases contienen el mismo número de moléculas, existirá una relación directa** entre el peso de esos volúmenes (peso de todas las moléculas que contiene) y el peso real de cada una de sus moléculas. Con ello entrevemos las posibilidades de determinar el *peso relativo* de las moléculas.

Para medir el peso relativo de una molécula, bastará hallar el peso de cierto volumen de un gas y compararlo con el peso de un volumen igual de otro gas, que se toma como unidad. Ese gas es el hidrógeno, elegido por ser el más liviano de todos, al cual se le ha atribuído arbitrariamente un peso molecular igual a 2 [1]. Así se comprueba que:

1 litro de ClH pesa 18,25 veces más que 1 litro de H
1 litro de H_2O (vapor) pesa 9,00 veces más que 1 litro H
1 litro de NH_3 pesa 8,5 veces más que 1 litro H

Los pesos moleculares respectivos de estas sustancias serán 36,5, 18 y 17.

Sin embargo, habiendo adoptado el oxígeno como unidad para los pesos atómicos, era lógico que el mismo término de comparación se utilizara para los pesos moleculares. Arbitrariamente se ha fijado en 32 el peso molecular del oxígeno. Por lo tanto, *el patrón empleado para los pesos moleculares es* $^1/_{16}$ *del peso molecular del oxígeno.* En este caso, el peso molecular

[1] Como Dalton había admitido que el peso atómico del H era igual a uno, según Avogadro su molécula contenía 2 átomos de H, o sea su peso relativo es 2.

del hidrógeno resulta ser 2,016. Cuando decimos que el peso molecular del ClH es de 36,5, queremos significar que una molécula de esta sustancia pesa $\frac{36,5}{16}$ del peso del oxígeno, o sea, prácticamente, 18,25 veces más que el peso de una molécula de H.

Se denomina, entonces, *peso molecular relativo* al peso de una molécula de una sustancia en relación con $^1/_{16}$ del peso de la molécula del oxígeno, o si se quiere en relación al peso de la molécula de H = 2,016. El peso molecular relativo equivale a la suma de los pesos atómicos relativos de los átomos que integran la molécula de la sustancia considerada. Así[1]:

1 átomo de Cl (35,5) + 1 átomo de H(1) ⟶ 1 molécula de ClH (36,5).

2 átomos de H (2) + 1 átomo de O (16) ⟶ 1 molécula de H_2O (18).

3 átomos de H(3) + 1 átomo de N(14) ⟶ 1 molécula de NH_3 (17).

El *peso molecular absoluto* es, en cambio, el peso real de una sola molécula de una sustancia. Dada la pequeñez de las moléculas, la cifra correspondiente a este valor es insignificante. Así, la molécula de H pesa, $3,32 \times 10^{-24}$ de gramo.

Cuando se habla en química de pesos moleculares, se hace referencia a los pesos moleculares relativos.

177. Molécula-gramo.—Se llama *peso-gramo-molecular* o *molécula gramo* de una sustancia, o simplemente *mol*, al peso molecular relativo de una sustancia, expresado en gramos. Para el H es de 2,016 g, para el O=32 g, para el H_2O=18 g, para el ClH=36,5g, etc. Es decir que para las sustancias simples se obtiene el peso molecular multiplicado el peso atómico relativo por su atomicidad, y en el caso de las sustancias compuestas, partiendo de la fórmula química, se suman los pesos relativos de los átomos que integran las moléculas.

178. Volumen-gramo-molecular.—De acuerdo con la regla de Avogadro y Ampere, el mismo número de moléculas de todas las sustancias consideradas al estado gaseoso en igualdad de condiciones de temperatura y presión, ocupan el mismo espacio (volumen real de las moléculas + espacios intermoleculares). Como el peso molecular relativo de las distintas sustancias se refiere en realidad al mismo número de moléculas, se deduce que *las moléculas-gramo de las diversas sustancias en*

---

[1] Para simplificar, se ha considerado igual a 1 el peso atómico relativo del H.

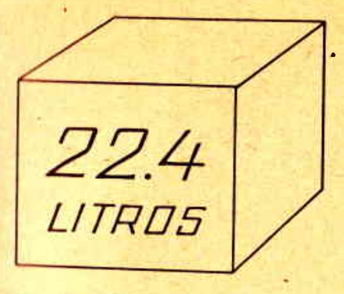


Fig. 145.—Volúmen gramo molecular.

estado gaseoso en iguales condiciones de temperatura y presión, ocupan el mismo volumen. Y precisamente se denomina *volumen-gramo molecular* o *volumen molar,* al espacio ocupado por un mol de una sustancia gaseosa a 0°C de temperatura y 760 mm de presión. *El volumen molar es igual para todas las sustancias* y de 22.400 cm³, aproximadamente, o sea, *22,4 litros;* cifra importantísima en los cálculos estequiométricos.

Esta consecuencia del principio de Avogadro ha sido ampliamente comprobada en innumerables experimentos. Pesando 1 litro de oxígeno (reducido por cálculo a O° centígrados y 760 mm. de presión), se obtiene un valor de 1,429 g. Diremos considerando el valor del mol de O:

1.429 g de O ———— 1 litro.

$$32 \;"\;" ———— x = \frac{32}{1,429} = 22,39 \text{ litros.}$$

Un litro de ácido clorhídrico gaseoso pesa 1,6284 g, de modo que un mol del mismo (36,45 g) ocupará el siguiente espacio:

1,6284 g de ClH ———— 1 litro.

$$36,45 \;"\;" ———— x = \frac{36,45}{1,6284} = 22,39 \text{ litros.}$$

Y así sucesivamente con todas las sustancias gaseosas.

> *Las moléculas-gramo de las sustancias en estado gaseoso a 0° C de temperatura y 760 mm de presión ocupan el espacio de 22.4 litros.*
> De la regla de Avogadro (1811).

GAS	PESO DE UN LITRO O° y 760 mm de presión	VOLUMEN GRAMO MOLECULAR
Hidrógeno	0,0899	22,42 L
Amoníaco	0,7708	22,09 "
Óxido de carbono . . .	1,2500	22,40 "
Nitrógeno	1,2507	22,40 "
Oxígeno	1,4290	22,39 "
Ácido clorhídrico . . .	1,0284	22,39 "
Anhídrido carbónico. .	1,9766	22,26 "
Anhídrido sulfuroso. .	2,9296	21,88 "
Cloro	3,2200	22,02 "

Es necesario no confundir el *volumen-gramo molecular*, (que es un concepto relativo), volumen que corresponde a las *moléculas* mismas y a los *espacios intermoleculares* (volumen aparente), con el *volumen molecular*, que es el que realmente poseen las moléculas, representado por una cifra insignificante para cada una de ellas, pero característica de cada especie. Del volumen molecular real no se tiene noticia, pero sí del *diámetro* de una molécula, deducido de la teoría cinética de los gases. Para simplificar se han supuesto esféricas a las moléculas, pero sin saber a qué forma geométrica corresponde ese diámetro.

Los valores asignados a esos diámetros se calculan en algunos decimillonésimos de mm ($\frac{1}{10.000.000}$ mm), y como dice Perrin, las dimensiones moleculares son a las de los objetos microscópicos, como éstos son respecto a los objetos apenas perceptibles a simple vista (ver pág. 17).

179. El número de Avogadro.—Desde el año 1865, el físico Loschmidt calculó, partiendo de la teoría cinética el número de moléculas reales contenidas en 1 cm^3 de un gas a 0° y 760 mm de presión; es el *número de Loschmidt:*

$$n = 2{,}7 \times 10^{19}$$

He aquí el resultado que han dado experimentos posteriores:

Método	Número de moléculas por cm^3
Viscosidad de los gases	$2{,}76 \times 10^{19}$
Descarga de los gases enrarecidos..	$2{,}85 \times 10^{19}$
Desintegración del radio	$2{,}85 \times 10^{19}$
Movimiento browniano	$2{,}81 \times 10^{19}$

Como vemos 1 cm^3 de un gas, en las condiciones normales, contiene 27 a 28 trillones de moléculas (1 trillón = $1.000.000^3$).

Estas determinaciones concordantes son la mejor comprobación de la regla de Avogadro, que hoy se considera como una verdadera ley.

Si en lugar de 1 cm^3 consideramos las moléculas contenidas en el volumen molar (22.400 cm^3), se obtiene la ***constante*** o *número de Avogadro.*

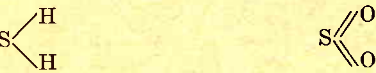
Número de Avogadro
$N = 6{,}06 \times 10^{23}$

180. Valencia de los elementos.—Ya hemos definido anteriormente a la valencia (pág. 95) como la capacidad de combinación de un elemento comparada con la del hidrógeno o la del cloro. En realidad, en el problema de la valencia, relacionado con el de la afinidad, deben considerarse varios aspectos:

A) *El número de enlaces de valencia.*—En este sentido podemos decir que los elementos se comportan de varias maneras: a) no poseen afinidad hacia ningún elemento, por lo cual se considera que no tienen valencia (*nulivalentes*: gases nobles); b) poseen una *valencia fija* (metales alcalinos, así como el H, que funcionan siempre como monovalentes; metales alcalino-térreos, así como el O, que funciona como divalentes; el Al como trivalente, etc.); c) otros elementos poseen una *valencia variable* (el Fe, Co y Ni pueden ser di y trivalentes; el P, As y Sb pueden ser tri y pentavalentes; el S puede ser di, tetra y exavalente; el Mn puede ser di, tetra, exa y heptovalente; los halógenos pueden ser mono, tri, penta y heptovalentes; etc).

B) *La calidad del enlace de valencia.*—Sabemos hoy que la combinación entre los elementos se hace por una verdadera *atracción electrostática*, en donde unos elementos actúan como *electronegativos* (en general los metaloides) y otros como *electropositivos* (los metales). De ahí que se hable para ambos casos de *valencias negativas* y de *valencias positivas*, respectivamente.

No hay que creer que un elemento puede solo dar una clase de valencia, pues el signo de su carga eléctrica al entrar en combinación es relativo. De acuerdo con el concepto de electroafinidad, vemos que hay elementos *más positivos* que otros, así como los hay *más negativos* que otros. El Cl es más negativo que el iodo; al combinarse dan el *cloruro de iodo* (Cl I), en donde el cloro ejerce una valencia negativa mientras que el Iodo manifiesta una valencia positiva. En el ácido sulfhídrico el S ejerce dos valencias negativas frente al H positivo, mientras que en el anhídrido sulfuroso manifiesta cuatro valencias positivas frente al oxígeno negativo.



C) *La robustez del enlace de valencia.*—El pasaje de la corriente eléctrica nos dirá acerca de este aspecto: a) En los *no electrólitos* (no conductores) la corriente eléctrica no logra

separar los distintos elementos, por lo cual considérase que los enlaces de valencia son sumamente fuertes: en estos casos se ejerce la llamada *covalencia;* b) en los *electrólitos* (conductores de 2ª clase) los átomos de los elementos están en estado de iones, cuya unión no es muy sólida, tanto que la simple disolución en el agua los pone en libertad (ionización según la teoría de Arrhenius); en estos casos se ejerce otro tipo de valencia llamada *electrovalencia*[1] (ver pág. 337).

181. Las moléculas de las sustancias simples; atomicidad de los elementos.—El concepto de molécula según la definición de Avogadro, desde los tiempos de Gerhardt (mitad del siglo pasado) fué extendido a todas las sustancias. Sin embargo, y aunque resulta cómodo en la enseñanza seguir explicando los fenómenos químicos por los cambios sufridos por las moléculas de las sustancias que intervienen, *la realidad* es otra. Esto ha sido el resultado de las investigaciones de los últimos 25 años, y un método se ha destacado: la *röentgenespectroscopia* o espectroscopia con los rayos X.

Fué el alemán Laue quien, en 1912, descubrió el hecho notable de que si se hacen pasar rayos X a través de una delgada capa de sustancia cristalina, y se recogen los rayos resultantes sobre una placa fotográfica, se tienen una serie de puntos y rayas a través de las cuales puede conocerse la *estructura íntima* de las materias sólidas y líquidas. No podemos entrar en los detalles de este interesante método, pues son estudios sumamente complicados que corresponden a la física superior. Este método, generalizado por los ingleses W. H. y W. L. Bragg, así como por el holandés Debye, permitió deducir la siguiente importante consecuencia: *la molécula tal cual la suponía Avogadro, sólo existe en una parte de las sustancias conocidas.* Nos apresuramos a añadir que *las sustancias no moleculares se comportan químicamente como si estuvieran formadas por moléculas,* por lo cual las representaciones mediante las clásicas ecuaciones moleculares no son falsas, aunque sí relativas.

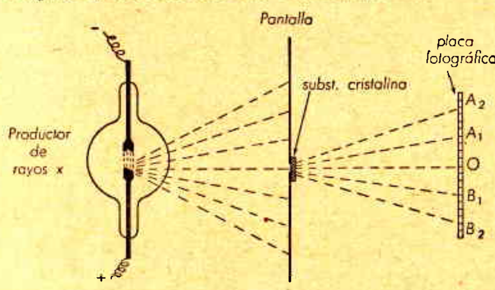


Fig. 145 Bis.— El análisis de las estructuras cristalinas mediante la espectroscopia con rayos X. En la placa fotográfica se observan el punto O (rayo primario) y simétricamente dispuestos a su alrededor los puntos A^1, A^2, B^1, B^2 ... (rayos difractados).

En el caso de las sustancias simples tendríamos los siguientes grupos de sustancias, de acuerdo con la clasificación de Grimm:

1) *Gases nobles.*—En estos casos la molécula es el átomo (moléculas monoatómicas), o si se quiere la *atomicidad* de estos elementos es igual a uno (ver pág. 84).

2) *Gases moleculares.*—Aquí se unen dos o más átomos (no más de ocho) para dar las clásicas moléculas de acuerdo con la definición de Avogadro. La atomicidad de estas moléculas ya la hemos visto, predominando las moléculas diatómicas. Los átomos estan unidos por covalencias.

3) *Sustancias diamantinas.* — Son las sustancias simples constituídas de la misma manera que el diamante; o sea forman cristales, en los nodos de cuyo retículo están ubicados átomos neutros del elemento, retículo que se desarrolla en las tres dimensiones del espacio; los distintos átomos están unidos por enlaces de covalencia (ver pág. 338); ejemplos: el C diamántico, el Si cristalizado, el S sólido, el P cristalizado, etc. El concepto de molécula ha perdido su primitivo y sencillo significado, ya que no podríamos admitir en la red cristalina una fórmula química que exprese la molécula correspondiente. Cada cristal individual representaría una molécula gigante *(macromolécula);* la atomicidad, en estos casos, es variable, aunque tiene siempre valores enormes.

Bueno es advertir que cuando estas sustancias dan vapores (S, P, etc.), ya podemos hablar de una molécula y de una atomicidad propia, pero, claro está, aplicando este criterio para *los vapores,* pero no para las sustancias sólidas.

4) *Metales.*—Los metales se presentan como retículos cristalinos espaciales cuyos nodos, por lo menos en parte, están ocupados por iones, por lo tanto unidos por enlaces electrovalentes, aunque del mismo signo[1]. Aquí también hay macromoléculas.

Cuando se volatilizan los metales, se tienen vapores con moléculas monoatómicas.

182. Las moléculas de las sustancias compuestas.—Aquí se presenta el mismo problema de tener que restringir el concepto clásico de molécula, pudiendo establecerse la siguiente clasificación:

a) *Sustancias moleculares* (también llamadas *homopolares,* o no-electrólitos).—No conducen la corriente eléctrica.

---

[1] La situación de los metales es aún dudosa, aunque podemos decir que poseen enlaces electrovalentes que se manifiestan en el momento del pasaje de la electricidad.

[1] Los nodos del retículo están ocupados por cationes del metal, alrededor de los cuales giran los electrones que hacen el papel de aniones. Esto explica la conductibilidad metálica.

Los enlaces de unión entre los átomos son covalentes. La mayoría de las sustancias orgánicas son de este tipo y es precisamente en la química orgánica donde ha triunfado la teoría molecular. También son sustancias moleculares el gas clorhídrico (ClH seco), el gas amoníaco, el hidrógeno sulfurado, el OC, el CO_2, el agua, etc. Muchas de estas sustancias pasan a pertenecer a la segunda categoría, cuando se disuelven en el agua (se ionizan). Para estas moléculas, cabe aplicar tanto el concepto de *peso molecular relativo,* como el de *peso molecular absoluto.*

b) *Electrólitos* (llamados también sustancias *heteropolares*).—Los ácidos y bases en solución, así como las *sales* pertenecen a este grupo. Uno de los primeros éxitos de la röengenespectroscopia fué demostrar que la estructura íntima de las sales correspondía a una figura semejante a un enrejado *(redes o retículos cristalinos)*, en cada nodo del cual estaban colocados alternadamente *iones* positivos y negativos, dispuestos simétricamente de acuerdo el esquema de la fig. 147, repitiéndose indefinidamente esta estructura en las tres dimensiones del espacio. Con esta teoría, que se debe a Debye, y que ha sido aceptada universalmente, se explica claramente por qué las sales sólidas fundidas conducen la corriente eléctrica.

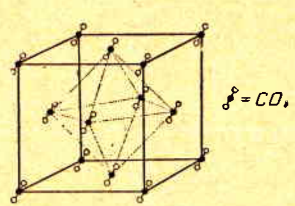


Fig. 146.—Retículo cristalino del anhídrido carbónico sólido (hielo seco).

En definitiva, en los electrólitos sólidos el concepto de molécula no se aplica y sí el de *macromolécula.* Los enlaces de unión de los átomos son de electrovalencia. Puede, sin embargo, determinarse el *peso molecular relativo,* pues en este caso significaría la suma de los pesos atómicos relativos de los elementos integrantes, pero no el peso molecular absoluto, pues la magnitud de una macromolécula es variable y tan grande como el cristal que se tome [1].

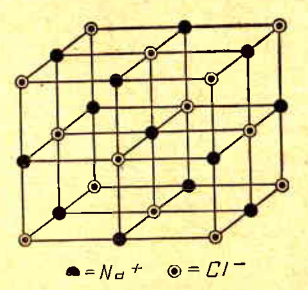


Fig. 147.—Retículo cristalino del cloruro de sodio.

¿No hay una contradicción entre estos hallazgos modernos y la teoría de Arrhenius? Pues si los iones ya están presentes en las sales, ¿cómo se explica la "ionización" que ejercen ciertos disolventes? Es que los iones de una sal sólida son entidades diferentes de los iones que están en solución. Estos últimos son los *iones solvatados,* y resultan de una

[1] Existen otros tipos de moléculas, como las de los complejos por coordinación, pero que omitimos por considerar que su estudio estaría fuera de lugar en el cuadro elemental de este libro.

verdadera combinación con las moléculas del disolvente. Así, cuando disolvemos cloruro de sodio en agua, los iones de la sal se *hidratan* y son los *iones hidratados* los que están en las soluciones acuosas. El *catión hidronio* (H_3O^+), característico de los ácidos en solución acuosa, es un catión H^+ hidratado. Este tipo de solución (solvatación condensada o química) (ver fig. 148), es distinta a la de las sustancias moleculares donde se realiza una verdadera difusión de las moléculas del sólido entre las del líquido.

= catión — anión — molécula de agua

Fig. 148.—La formación de iones hidratados al disolverse un electrólito.

183. Equivalentes. — Desde los tiempos de Richter (pág. 139), se sabe que en las reacciones del mismo tipo (p. ej.: neutralización de un ácido con una base), existen cantidades de diferentes sustancias que pueden substituirse mutuamente. Estas cantidades son las llamadas *equivalentes* o *números proporcionales.*

Variando la unidad de comparación, se obtendrán distintos *sistemas de equivalentes.* Después de conocida la teoría atómica, era lógico pensar que las unidades se buscaran en los pesos atómicos de los elementos, proponiéndose la del hidrógeno (Dalton, 1818) y la del oxígeno (Wollaston, 1814; Berzelius, 1818). Y así nació el concepto actual de *equivalente* o *peso normal de combinación,* que son las cantidades de sustancias que, referidas al hidrógeno, pueden reemplazarse en las reacciones de un mismo tipo, produciendo el mismo efecto. Llamando A al peso atómico de la sustancia simple o al peso molecular de la sustancia compuesta, y n al número de valencias del átomo o del radical que interviene en la reacción, el *peso normal* o *equivalente* E, estará dado por la expresión:

$$E = \frac{A}{n}$$

El equivalente del ácido sulfúrico, sabiendo que cada molécula contiene dos hidrógenos ácidos (n=2) y el valor de su peso molecular (A=98,08), será:

$$E = \frac{98{,}08}{2} = 49{,}02$$

El equivalente del hidróxido de calcio, que tiene dos HO

básicos (n=2) y cuyo peso molecular A=74,08; será:

$$E = \frac{74,08}{2} = 37,04$$

En cambio, los equivalentes del Cl H, del HO Na, del HOK, del NO_3 H, coinciden con sus pesos moleculares, pues n=1.

Se llaman *soluciones normales* a aquellas que se obtienen disolviendo un equivalente en un litro de disolvente (generalmente el agua). Estas soluciones tienen una enorme importancia en el análisis químico, pues p. ej., por el volúmen gastado en una neutralización puede conocerse la cantidad de ácido *(acidimetría)*, o de base *(alcalimetría)*, que contiene una solución.[1]

184. Ejercicios estequiométricos.—A esta altura del estudio, conociendo la teoría atómica molecular y las leyes que son su base, sean las ponderales (de Lavoisier, Richter, Proust, Dalton), sean las volumétricas (de Gay-Lussac, Avogadro, Ampère), podemos hacer ver la importancia que revisten para conocer las *cantidades* de sustancias en peso o volumen que intervienen en las reacciones químicas *(estequiometría)*, y, por tanto, en la obtención de las sustancias.

Cuando escribimos la *fórmula* de una sustancia, p. ej., la del gas clorhídrico, ClH, expresamos:

1º Este compuesto está integrado por moléculas formadas por la unión de 1 átomo de Cl y un átomo de H.

2º Contiene 35,5 partes en peso de Cl (peso atómico del cloro) y 1 p. en peso de H; por tanto, su peso molecular es 36,5.

3º En estado gaseoso y en condiciones normales (0° C de temperatura y 760 mm de mercurio de presión) 36,5 g ocupan el volumen de 22,4 litros.

De acuerdo con estos datos pueden resolverse varios problemas de estequiometría.

¿Qué peso de ácido clorhídrico se neutraliza con 25 g de hidróxido de sodio? Ante todo escribiremos la ecuación que representa esta reacción química, poniendo debajo de las fórmulas el peso equivalente, y arriba el dato del problema y la incógnita cuyo valor se busca:

[1] No debe confundirse esta noción de equivalente con la de equivalente electroquímico deducido de las leyes de Faraday. (ver pág. 115).

$$\underset{36,5\ g}{\overset{x}{ClH}} + \underset{40\ g}{\overset{25\ g}{HO.Na}} \longrightarrow ClNa + H_2O$$

Solución:

40 g de HONa ——— 36,5 g de ClH

$$25\ g\ „\ „ \text{ ——— } x = \frac{25 \times 36,5}{40} = 22,81\ g$$

¿Cuánto ácido clorhídrico e hidróxido de sodio se necesitan para obtener 50 g. de cloruro de sodio?

Aquí el problema se desdobla, pues debe conocerse cuánto Cl H se necesita:

$$\underset{36,5}{\overset{x}{ClH}} + HO.Na \longrightarrow \underset{58,5}{\overset{50\ g}{ClNa}} + H_2O$$

Solución:

58,5 g de ClNa ——— 36,5 g de Cl H

$$50\ g\ „\ „ \text{ ——— } x = \frac{50 \times 36,5}{58,5} = 31,20\ g.$$

así como cuánto HONa hace falta:

$$ClH + \underset{40\ g}{\overset{x}{HONa}} \longrightarrow \underset{58,5\ g}{\overset{50\ g}{ClNa}} + H_2O$$

58,5 g de Cl Na ——— 40 g de HONa

$$50\ g\ "\ " \text{ ——— } x = \frac{50 \times 40}{58,5} = 34,19\ g$$

¿Qué peso de Cl Na y de SO_4H_2 se necesita para obtener 100 litros de Cl H gaseoso en condiciones normales de presión y temperatura?

El ClNa necesario será:

$$SO_4H_2 + \underset{58,5\ g}{\overset{x}{ClNa}} \longrightarrow SO_4HNa + \underset{22.4\ l}{\overset{100\ l}{ClH}}$$

22,4 l de ClH ——— 58,5 g. de ClNa

$$100\ l \text{ ——— } x = \frac{100 \times 58,5}{22,4} = 261,1\ g$$

y en cuanto al SO_4H_2 se tiene:

$$\underset{98}{\overset{x}{SO_4H_2}} + ClNa \longrightarrow SO_4HNa + \underset{22{,}4\ l}{\overset{100\ l}{ClH}}$$

$$22{,}4\ l \text{ de } Cl\,H \text{ ———————— } 98 \text{ g. de } SO_4H_2$$

$$100\ l \text{ " " ————— } x = \frac{100 \times 98}{22{,}4} = 437{,}5$$

¿Cuántos litros de Cl_2 se obtienen por el método de Scheele empleando 550 g de Cl H y trabajando a 22° C de temperatura y a 743 mm de Hg de presión?

Este problema es más complicado. Ante todo:

$$\underset{\substack{36{,}5 \times 4 \\ = 146}}{\overset{550\ g}{4\ ClH}} + MnO_2 \longrightarrow Cl_2Mn + 2\ H_2O + \underset{22{,}4\ l}{\overset{x}{Cl_2}}$$

De modo que:

$$146 \text{ g de } ClH \text{ ———— } 22{,}4\ l$$

$$550 \text{ g " " ——— } x = \frac{550 \times 22{,}4}{146} = 83{,}69$$

Pero esto ocurre a 0° y 760 mm de presión; para conocer el volumen que ocupa a la presión y temperatura indicados, tenemos, de acuerdo con la ecuación de los gases (ver pág. 236), que:

$$\frac{P_t\ V_t}{T_t} = \frac{P_o\ V_o}{T_o}\ ^{1}$$

$$\frac{743 \times V_t}{273 + 22} = \frac{760 \times 83{,}69}{273 + 0}$$

$$V_t = \frac{760 \times 83{,}69 \times 295}{273 \times 743} = 92{,}5\ l$$

CUESTIONARIO Y PROBLEMAS

1.—¿Cómo expuso Dalton la teoría atómica? ¿En qué se basó para fundarla?

[1] Usar la fórmula $v_t\ p_t = v_o\ p_o\ (1 + \alpha\ t)$ y ver si se llega al mismo resultado.

2.—¿Qué se entiende por peso atómico relativo y por peso atómico absoluto? ¿Qué elemento ha servido como término de comparación? ¿Cuál es la unidad que hoy se utiliza? ¿Qué significa átomo-gramo? ¿Qué sabios se distinguieron en la determinación de los pesos atómicos?

3.—¿Qué acción ejerce la presión sobre el volumen de los gases? Enunciar la ley de Boyle-Mariotte. ¿Cuál es la acción de la temperatura sobre el volumen de los gases? Enunciar la ley de Gay Lussac. ¿Cómo se relacionan ambos factores de variación? Dar la ecuación general del estado gaseoso. ¿Cuáles son las condiciones normales de temperatura y presión a que se refieren los volúmenes gaseosos? ¿Por qué se sigue dicha norma?

4.—¿Qué ley volumétrica rige las combinaciones gaseosas? Definir la ley de Gay-Lussac. Citar algunos ejemplos. ¿Cómo se interpreta? Exponer la hipótesis de Avogadro y la teoría molecular. Enunciar la regla de Avogadro Ampére. Diferenciar el concepto de molécula del de átomo.

5.—Definir y precisar el valor de los siguientes términos: a) peso molecular absoluto; b) peso molecular relativo; c) peso gramo-molecular (molécula-gramo); d) volumen-gramo-molecular; e) número de Avogadro.

6.—Hallar el peso-gramo molecular de las siguientes sustancias: cloruro de sodio; óxido de magnesio; ácido sulfúrico; ácido fosfórico; sulfato de magnesio; ácido clorhídrico; hidróxido de calcio; hidróxido de sodio; hidróxido de potasio; anhídrido sulfuroso; anhídrido sulfúrico; óxido férrico; bióxido de manganeso; clorato de potasio [1].

7.—Citar algunos elementos: a) con valencia fija; b) con valencia variable; c) sin valencia conocida. ¿qué son valencias positivas y valencias negativas? Dar ejemplos ¿qué diferencia hay entre electrovalencia y covalencia? Citar ejemplos para cada uno de dichos enlaces de valencia.

8.—¿Cómo puede ser la atomicidad de las sustancias simples? La definición de molécula dada por Avogrado, ¿vale para todas las sustancias? ¿Cómo es la estructura íntima de los gases nobles, de los gases moleculares, de las sustancias diamantinas y de los metales?

9.—En las sustancias compuestas: ¿cuál es la estructura de las sustancias moleculares? y ¿cuál la de las sustancias electrolíticas? Explicar el concepto de macro-molécula. ¿De qué manera se disuelven ambas categorías de sustancias compuestas? ¿Qué es el catión hidronio y que relación tiene con los ácidos?

10.—Definir a los equivalentes. ¿Qué es el equivalente gramo o peso normal de combinación? ¿Qué son soluciones normales? ¿Qué importancia tienen estas soluciones en el análisis cuántitativo?

11.—Calcular la composición centesimal (tanto por ciento de cada elemento) de las siguientes sustancias: ClNa, OMg, SO_4H_2; CO_2; ClH; O_3Fe_2; SO_2; SO_3; PO_4H_3; SO_4Cu; ClO_3K; MnO_2; $(HO)_2Ca$; HONa; HOK; OHg.

12.—De acuerdo con las fórmulas de las siguientes sustancias: CO_3Na_2, 10 H_2O; SO_4Mg, 7 H_2O; $(SO_4)_3Al_2$, SO_4K_2, 24 H_2O, ¿qué porcentaje de agua de cristalización poseen?

13.—Una tonelada de sal de Glauber (SO_4Na_2, $10H_2O$) ¿cuanta agua de cristalización en kilos contiene?

14.—¿Cuánto mercurio se forma por descomposición de 15 g de óxido de mercurio? ¿Cuántos cm^3 de oxígeno se desprenden?

15.—Cuántos gramos de cinc debe emplearse para producir 4 g de hidrógeno si se utiliza: a) ácido clorhídrico; b) ácido sulfúrico.

[1] Usar la tabla de pesos atómicos que figura al final del libro.

16.—Con un carbón natural que contiene 85% de carbono puro: a) ¿qué peso de CO_2 se forma quemando una tonelada del mismo?; b) ¿qué volumen corresponde a dicho peso?; c) ¿qué peso y qué volumen de oxígeno se han consumido en la combustión?

17.—¿Cuántos gramos de SH_2 se obtienen haciendo actuar un ácido sobre 100 g de SFe? ¿qué volumen ocupa dicho gas?

18.—¿Qué peso de cal viva y qué volumen de CO_2 se obtiene calcinando 100 k de CO_3Ca?

19.—¿Qué peso de ClAg se origina cuando se añade un exceso de ClH a una solución que contiene 10 g de NO_3Ag?

20.—¿Cuántos litros de O_2 se originan al prepararlo por calentamiento de 325 g de ClO_3K y recogiendo el gas a 18º C de temperatura y a la presión de 762 mm de Hg?

CAPÍTULO XVI

METALES

Metales: caracteres generales.—Elementos no metálicos (metaloides) y de transición.—Estado natural de los metales.—Metalurgia: métodos generales.—Aplicaciones de los metales.—Aleaciones y amalgamas.—Punto de fusión de las aleaciones y de los metales que las costituyen.—Acción del oxígeno, del aire, del agua, y de los ácidos sobre los metales.—Electroafinidad y clasificación electroquímica de los metales.—Experimentos.—Cuestionario.

185. Metales.—Caracteres generales.—Ya a esta altura de la enseñanza, podemos precisar mejor ciertos conceptos sobre clasificación de los elementos, los que pueden agruparse en cuatro grandes categorías: a) Inertes o nuli-valentes (gases raros o nobles); b) electro-positivos (metales); c) electro-negativos (metaloides); d) elementos de transición (semi-metales o anfóteros).

Los metales son elementos que en estado de sustancia simple y a la temperatura y presión ambiente se caracterizan por las siguientes propiedades físicas y químicas:

a). Son buenos conductores del calor y de la electricidad (conductores de primera clase).

b). Poseen un gran poder reflector y escasa permeabilidad para la luz, por lo cual, cuando se ha formado una superficie lisa muestran un brillo intenso llamado *metálico.*

c). Forman con el oxígeno *óxidos* que en presencia del agua funcionan como *bases o hidróxidos.*

d). Cuando se combinan con el hidrógeno, no dan *hidruros gaseosos.*

e). Las soluciones de sus hidróxidos o de sus sales, cuando se electrolizan, separan el metal en el polo negativo *(carácter electro-positivo).*

Este último carácter es típico de los metales y se manifiesta por su tendencia a formar *cationes.* Esta tendencia (electroafinidad positiva) varía según el metal, siendo máxima para los alcalinos y alcalino - térreos, por lo cual poseen gran facilidad para combinarse con el oxígeno y para atacar el agua.

La espectroscopía con los rayos X ha permitido aclarar la constitución íntima de los metales, en los cuales se observa la formación de retículos cristalinos cuyos nodos están ocupados por átomos del elemento, pero posiblemente en estado catiónico, por lo menos en parte; quedando una carga negativa *(electrones)* en continuo movimiento entre los átomos en un estado parecido al de las moléculas gaseosas, siendo éstos los que conducen la corriente eléctrica (Drude).

Propiedades físicas y mecánicas.—Los metales son sólidos a la temperatura ordinaria, a excepción del mercurio, que es líquido. Son insolubles en los disolventes neutros habituales. Todos son opacos cuando se toman bajo un espesor suficiente. Su color es generalmente gris brillante, menos el oro y el cobre que son amarillo y rojizo respectivamente.

Densidad.—Son generalmente más densos que el agua; aquellos cuyo peso específico es menor que tres se denominan *livianos:* Li = 0,59, Na = 0,97, Al = 2,6; y metales *pesados* los de densidad superior a siete: Hg=13,5, Pt=21,5, etc.

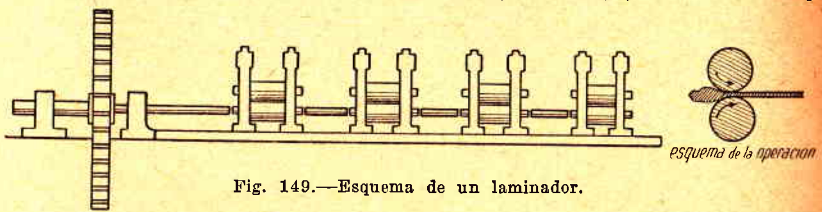
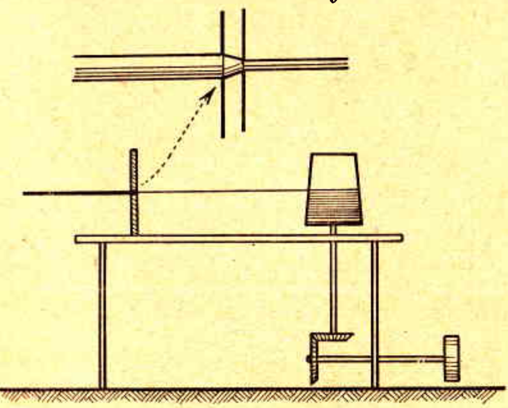


Fig. 149.—Esquema de un laminador.

Fusión.—Todos los metales son fusibles, algunos a temperaturas relativamente bajas: estaño 232º, plomo 327º; otros requieren el calor del soplete oxhídrico, como el platino, 1771°, o el horno eléctrico, como el hierro, 1530°


Fig.. 150.—Hilera.

Maleabilidad. — Se dice que un metal es maleable cuando puede reducirse a hojas delgadas bajo la acción del *laminador* (fig. 149) o de un martillo; el oro, la plata, el cobre, el aluminio y el estaño son los más maleables en el orden citado.

El oro puede laminarse hasta espesores de 0,0001 mm, láminas tan delgadas, que dejan pasar la luz tiñéndola de verde.

Ductilidad.—Metales dúctiles son aquellos que pueden ser estirados en hilos o alambres finos sin romperse; el oro es el metal más dúctil así como es el más maleable. Con un g de oro puede obtenerse un hilo de 2.000 m de largo.

En la industria se utilizan aparatos denominados *hileras* para obtener alambres metálicos de distintos diámetros (fig. 150).

Tenacidad.—Es la resistencia que ofrecen los metales a la rotura por tracción. Esta propiedad se mide por la carga

necesaria para romper un alambre de una sección determinada. El hierro es el más tenaz de todos los metales.

Dureza.—Es la resistencia que ofrecen los metales a ser rayados por otros. En Mineralogía se utiliza una escala de dureza denominada *Escala de Möhs,* constituída por diez minerales: el talco, que es el más blando, tiene dureza 1; el diamante, que es el más duro, tiene dureza 10 [1].

Los metales son de dureza variada: el sodio, potasio y plomo se dejan rayar por la uña, el hierro y el zinc son rayables por el vidrio, el manganeso raya al acero.

Conductibilidad.—Los metales son buenos conductores del calor y de la electricidad; los mejores conductores son la plata y el cobre.

186. Elementos no metálicos (metaloides).—De características opuestas a los metales son los *metaloides,* elementos que en estado de sustancia simple y a la temperatura y presión ambiente, presentan las siguientes propiedades:

a).—Son malos conductores del calor y electricidad.

b).—No poseen brillo metálico, y sí, a lo sumo, un brillo vítreo (brillo con transparencia).

c).—Forman con el oxígeno *anhídridos* que en presencia del agua funcionan como *ácidos.*

d).—Cuando se combinan con el hidrógeno dan *hidruros gaseosos.*

e).—Las soluciones de sus ácidos o de sus sales sometidas a la electrólisis separan el metaloide en el polo positivo (carácter *electronegativo).*

Por consiguiente, los metaloides a diferencia de los metales tienen tendencia a formar *aniones* (electroafinidad negativa).

187. Elementos de transición.—Hay elementos que poseen, según las circunstancias, un carácter electropositivo o electronegativo, o sea, pueden dar cationes o aniones. Estos elementos de transición, han sido denominados por Werner *semimetales* o *elementos anfóteros;* así el As que es metaloide, en algunos casos da aniones ($AsO_3^{\equiv}$ y $AsO_4^{\equiv}$) y en otros casos funciona como metal (da cationes As^{+++} y As^{+++++}) y una de sus variedades tiene brillo metálico; el C funciona en algunos compuestos como electropositivo y en otros como electronegativo, así como una de sus variedades, el grafito, conduce la corriente eléctrica; el Se y el Te, que tienen aspecto metálico, se comportan como metaloides, etc.

Por lo tanto, la primitiva clasificación de metales y metaloides no es absoluta, sino que señala los casos extremos ideales

[1] Los grados de dureza de la *escala de Mohs* se refieren a diez sustancias: 1º talco, 2º yeso, 3º calcita, 4º fluorina, 5º apatita, 6º feldespato, 7º cuarzo, 8º topacio, 9º corindón, 10º diamante.

PRINCIPALES PROPIEDADES FÍSICAS Y MECÁNICAS DE LOS METALES USUALES

Metales	Pesos Atómicos	Densidades	Conductibilidad Eléctrica (en megahom a 0°C)	Punto de Fusión (en °C)	Punto de Ebullición (en °C)	Tenacidad (en Kg×mm²)	Clasificación por su Maleabilidad	Clasificación por su Ductilidad
Aluminio	Al=27	2,6	0,4	658° C	1800°C	18		
Plata	Ag=108	10,5	0,67 (1°)	961 "	1955 "	28	Oro	Oro
Bismuto	Bi=209	9,8	0,086	271 "	1506 "	—	Plata	Plata
Calcio	Ca=40	1,55	0,21	809 "	1175 "	—	Aluminio	Platino
Cromo	Cr=52	6,7	0,38	1600 "	—	—	Cobre	Aluminio
Cobre	Cu=63,6	8,9	0,64 (2°)	1083 "	2310 "	35 (2°)	Estaño	Hierro
Estaño	Sn=118,7	7,3	0,08	232 "	2275 "	3,9	Platino	Cobre
Hierro	Fe=55,8	7,8	0,1	1530 "	2450 "	60 (1°)	Plomo	Cinc
Magnesio	Mg=24,3	1,7	0,23	651 "	1120 "	—	Cinc	Estaño
Mercurio	Hg=200,	13,6	0,011	—39 "	357 "	—	Hierro	Plomo
Oro	Au=197	19,3	0,45	1063 "	2200 "	16	Bismuto	Bismuto
Platino	Pt=195	21,4	0,091	1771 "	—	31		
Plomo	Pb=207	11,3	0,05	327 "	1525 "	2,4		
Potasio	K=39,1	0,86	0,15	62 "	762 "	—		
Sodio	Na=23	0,97	0,23	97 "	883 "	—		
Cinc	Zn=65,4	7,1	0,17	419 "	906 "	12		

"Thian y Roche" Precis de Chimie - 1935.

(elementos electropositivos y electronegativos), entre los cuales hay toda una gama de elementos de propiedades intermedias.

188. Estado natural de los metales.—Son contados los metales que se hallan en estado nativo (oro, plata, platino, cobre); los más se encuentran formando compuestos: óxidos, sulfuros, carbonatos, silicatos, etc. Estos compuestos metálicos naturales reciben el nombre de *minerales*. Los yacimientos metalíferos y los de combustibles minerales son propiedad del Estado; cualquier particular o compañía, que reúna las condiciones expresamente fijadas en el código de Minería, puede explotarlos una vez obtenida la correspondiente concesión.

189. Metalurgia: métodos generales.—Llámase Metalurgia al conjunto de operaciones industriales que tienen por objeto la extracción de los metales a partir de sus minerales. Generalmente los minerales metalíferos están acompañados por otros, como el cuarzo, la calcita, etc., sin valor industrial y denominados *gangas*.

Los procedimientos metalúrgicos, que comprende uno de los capítulos más importantes de la Química Industrial, son muy variados y dependen en cada caso del metal que hay que obtener. Pueden clasificarse en tres grandes grupos:

1º *Procedimientos mecánicos.* — Se usan para los metales que se encuentran en estado nativo en la naturaleza, como el Au y el Pt. Aprovechando la circunstancia de poseer mucha mayor densidad que las sustancias térreas o arenosas que los acompañan, una trituración seguida por un *lavado* (levigación) consigue eliminar casi totalmente a la ganga, que, por ser más liviana, es arrastrada por la corriente acuosa.

También se emplean estos procedimientos para efectuar, en la boca de la mina, una primera operación de enriquecimiento del mineral, concentrando, por levigación, la parte metalífera más pesada, para evitar acarreos inútiles.

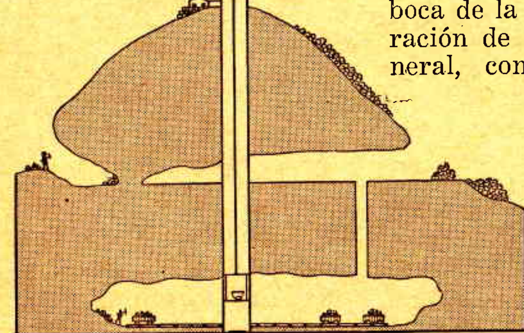


Fig. 151.—Esquema de una mina.

2º *Procedimientos químicos.* — La extracción del metal se hace generalmente por vía seca, y el *proceso químico fundamental es una reducción.* Los reductores principalmente usados son: el carbón (p.

ej.: el coque), el hierro, etc. Según cual sea la naturaleza de la combinación metalífera, así como la proporción y naturaleza de las gangas, el procedimiento a seguir será distinto.

En los óxidos naturales se practica la *reducción* mediante el carbón a altas temperaturas; p. ej.:

$$OZn + C \rightarrow Zn + CO$$

En los sulfuros, en cambio, no puede emplearse directamente el carbón, por lo cual se usa el hierro como reductor. P. ej.: en el caso del sulfuro de cinc (blenda), se tiene:

$$SZn + Fe \rightarrow SFe + Zn$$

Pero puede utilizarse el carbón aun en el caso de los sulfuros, si previamente se somete estos minerales a la *tostación*, que consiste en calentarlos en presencia de aire, con objeto de eliminar el azufre y transformar el metal en óxido, para ser reducido después:

$$2\ SZn + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ SO_2 + 2\ OZn.$$

Cuando las gangas se hallan en gran proporción, conviene seguir el procedimiento de la *fusión*. El mineral se mezcla con el reductor (p. ej.: carbón) y con los llamados *fundentes* o *flujos* (substancias como el carbonato de sodio, el bórax, etc.), capaces de reaccionar con las gangas, para dar sustancias fusibles (escorias), que una vez frías son quebradizas y fácilmente separables del metal: las escorias, por ser de densidad menor, sobrenadan, y el metal fundido se extrae por la parte inferior del horno, recogiéndolo en moldes, donde se solidifica.

Fig. 152. — Esquema de un horno eléctrico.

3º *Procedimientos electrometalúrgicos.* — Consisten en someter el mineral, ya sea a las altas temperaturas obtenidas por el arco voltaico en los hornos eléctricos, 3.000° a 3.500°, que permiten la reducción de ciertos óxidos poco fusibles (fig. 152), o bien en someterlo a los procedimientos electrolíticos que separan el metal por la acción de la electrólisis, en solución acuosa, como la Ag y el Cu, o en fusión ígnea, como el Na y Al.

190. Aplicaciones de los metales. — Son en realidad innumerables y puede decirse que están vinculados directamente al progreso de la civilización. Etapas fundamentales del progreso humano, en su paulatino dominio y explotación de la naturaleza, se designan con nombres relacionados con el uso de los metales, como cuando se habla de la *edad del bronce* y de la *edad del*

hierro, en los lejanos tiempos prehistóricos. El momento actual, verdadera *edad de la máquina*, no se concibe sin una utilización inteligente de diversos metales (hierro, cobre, cinc, etc.).

191. Aleaciones y amalgamas. — Se llaman *aleaciones* a la unión de dos o más metales, efectuada por medio de la fusión; si uno de los metales es el mercurio, la aleación se denomina *amalgama*. Las aleaciones y las amalgamas son verdaderas *soluciones sólidas* de los metales que intervienen o de combinaciones cristalinas de los mismos (combinaciones intermetálicas). Para la industria, las aleaciones son como nuevos metales con propiedades especiales, que no las tienen los elementos que los constituyen; así por ejemplo, el Au y la Ag en estado de pureza son demasiado blandos para que puedan servir en la fabricación de las monedas, por su pronto desgaste; aleándolos con 1/10 de Cu constituyen las aleaciones monetarias sin ese inconveniente. El Sb y el Bi son, por el contrario, muy quebradizos, propiedad que se corrige por la adición de metales maleables como el Pb y el Sn: 55 partes de Pb, 20 de Sn y 25 de Sb, dan una aleación muy fusible, dura y resistente, especial para tipos de imprenta. Ninguno de estos metales, considerados aisladamente, reúnen todas esas condiciones al mismo tiempo.

El Cr, Mn, W, confieren propiedades especiales al acero, sobre todo mayor dureza y temple. Otras aleaciones tienen aplicación especial por su bajo punto de fusión.

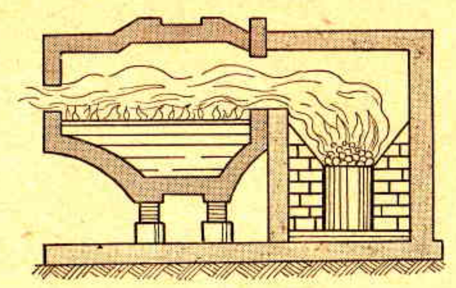


Fig. 153.—Horno de reverbero para la preparación de aleaciones.

Preparación.—Para obtener las aleaciones se funden juntos, en un crisol de tierra refractaria, los metales que se quieren ligar, en proporciones determinadas, cuidando de cubrir la masa con polvo de carbón para evitar toda oxidación. Si se opera con grandes masas para fundir piezas de gran tamaño como cañones, hélices de buques, estatuas, etc., se hace la fusión en hornos especiales de *reverbero* (fig. 153); la aleación se vierte en seguida sobre grandes recipientes de hierro suspendidos de una grúa giratoria, que permiten llevar la masa fundida a las diferentes partes del taller para llenar los moldes preparados al efecto.

Principales aleaciones:

Monedas de oro.	Au 90 %	Cu 10 %	Latón.	Cu 67 %	Zn 33 %

Aleación	Metal	%
Monedas de plata.	Ag	90 %
	Cu	10 %
Caracteres de imprenta.	Pb	55 %
	Sb	25 %
	Sn	20 %
Metal antifricción (para cojinetes).	Sn	70 %
	Sb	20 %
	Cu	10 %
Maillechort o plata alemana.	Cu	50 %
	Zn	25 %
	Ni	25 %
Bronce.	Cu	95 %
	Zn	1 %
	Sn	4 %
Duraluminio	Al	95,5 %
	Cu	3,5 %
	Mn	0,5 %
	Mg	0,5 %
Monedas de níquel.	Ni	25 %
	Cu	75 %
Acero inoxidable.	Fe	87 %
	Cr	13 %

192. Punto de fusión de las aleaciones.—Una aleación es siempre más fusible que el menos fusible de los metales que la componen; así por ej.: 8 partes de Bi, 5 de Pb y 3 de Sn forman una aleación que funde a 94,5° siendo así que el metal más fusible, el Sn, sólo funde a 232°C. Se llama *aleación eutéctica* a aquélla que, dentro de un sistema de metales componentes determinados, posee el más bajo punto de fusión. Así, el Pb funde a 327° y el Sn a 232°; las aleaciones de estos dos metales funden a temperaturas inferiores, pero para una aleación que contiene 61,9 % de Sn y 38,1 % de Pb se tiene el punto de fusión más bajo posible, 183°C (punto eutéctico).

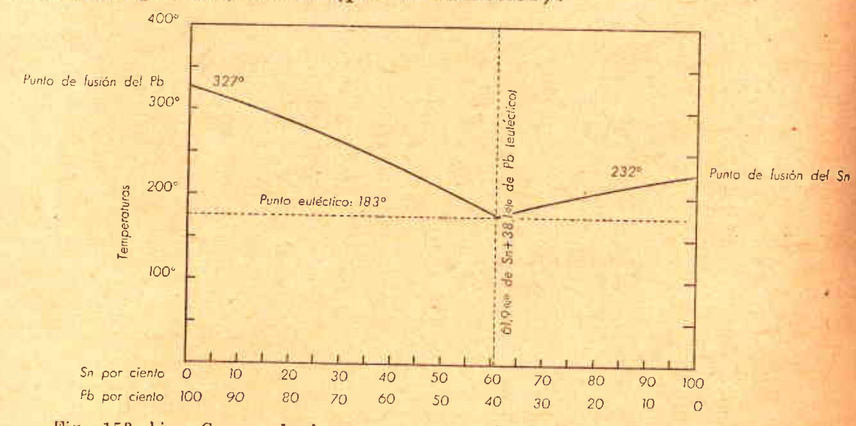


Fig. 153 bis.—Curvas de los puntos de fusión de las aleaciones Sn + Pb.

Las aleaciones de bajo punto de fusión son utilizadas en la mayoría de las industrias para los aparatos de seguridad, bien constituyendo fusibles en las instalaciones eléctricas, (donde al producirse algún corto circuito se funde y con ésto queda interrumpida la corriente) o bien avisadores automáticos contra incendios, donde al quemarse el fusible, cierra el circuito a todo un sistema de campanas de alarma.

193. Acción del oxígeno y del aire sobre los metales.—La acción del aire seco sobre los metales es la misma que la del oxí-

ALGUNOS DE LOS MINERALES MÁS CONOCIDOS

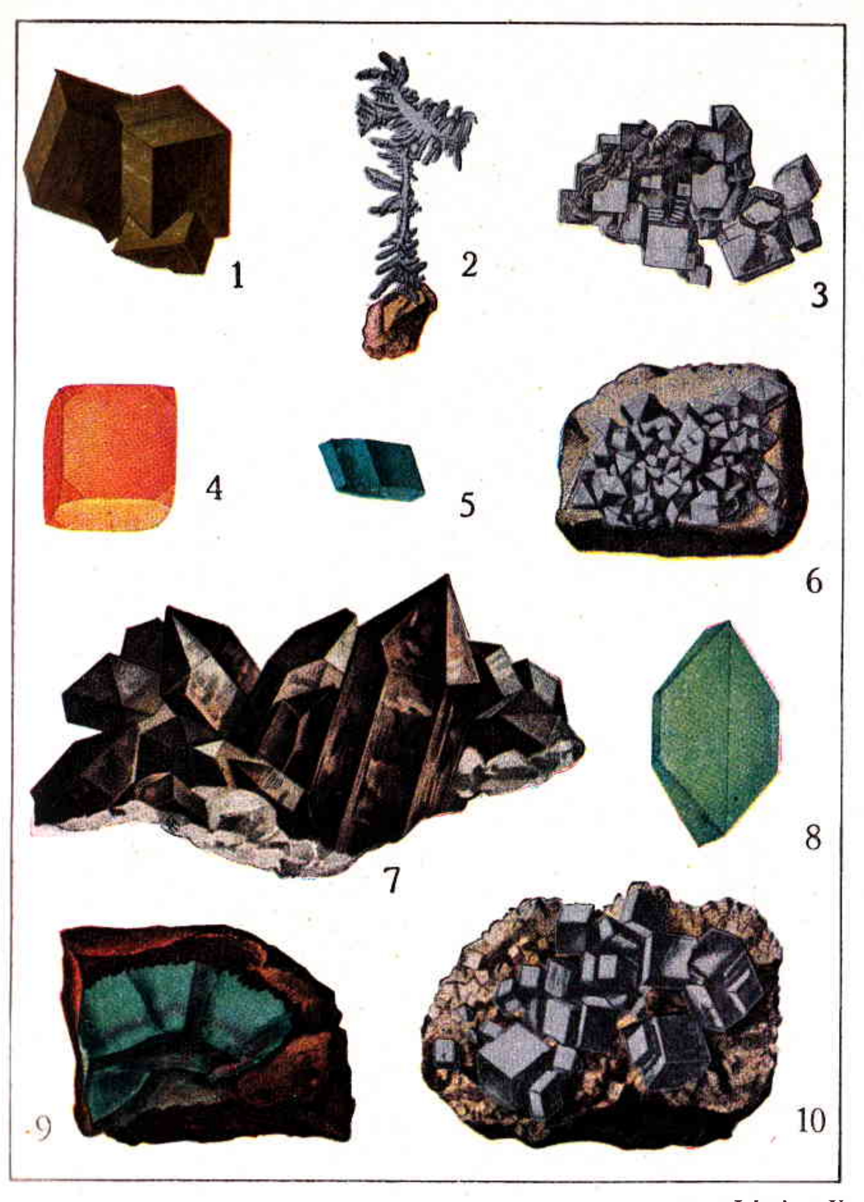


Lámina V

1. Cristales de pirita (sulfuro de hierro).—**2.** *Plata dendrítica.*—**3.** *Plata cristalizada.*—**4.** *Cristal de fluorita.*—**5.** *Cristal de sulfato de cobre.*—**6.** *Mispiquel (pirita arsenical).*— **7.** *Cristales de cuarzo ahumado.*—**8.** *Cristal de olivita.*—**9.** *Opalo verde.*—**10.** *Galena (sulfuro de plomo).*

geno, sin diferenciarse más que por su menor intensidad. Todos los metales, a excepción del Au, Ag y Pt *(metales nobles)*, se oxidan a una temperatura más o menos elevada en el oxígeno o en el aire seco. Los metales como el Na, K, Fe, Al, al oxidarse a la temperatura del rojo suelen hacerlo con mucha energía y con viva incandescencia.

El aire húmedo oxida, a excepción de los metales nobles ya mencionados, a todos los restantes, y como el aire contiene también CO_2, se forman carbonatos hidratados; ej.: el *cardenillo* o *verdete*, que es un hidrocarbonato de cobre [CO_3Cu, $Cu(OH)_2$]. Es por esa causa que los metales pierden rápidamente su brillo en el aire ambiente; en muchos casos la alteración no es más que superficial, pero a veces este fenómeno es profundo como en el caso del Fe, por no ser adherente el óxido formado *(herrumbre)*.

194. Acción del agua sobre los metales.—El agua pura ataca en frío a los metales alcalinos (Na y K) y a los alcalinos térreos (Ca y Mg). Los otros metales como el Cu y el Fe sólo son atacados en presencia del O y CO_2.

195. Acción de los ácidos sobre los metales.—Los ácidos más frecuentemente utilizados son el clorhídrico, sulfúrico y nítrico. El ácido clorhídrico en frío disuelve a los metales alcalinos, alcalino-térreos y algunos de los pesados (cinc, cadmio, hierro), con desprendimiento de H y formación de los cloruros correspondientes; en caliente disuelve en las mismas condiciones al Pb, Cu, y Hg.

El ácido sulfúrico diluído y en frío ataca a la gran mayoría de los metales, con producción de H y los sulfatos correspondientes. Concentrado y caliente actúa como oxidante, reduciéndose al estado de SO_2. Esta diferencia en la acción, se debe a que el SO_4H_2 diluído esta ionizado actuando los cationes del H, mientras que en el ácido puro se encuentran las moléculas de SO_4H_2.

El NO_3H (ácido nítrico) es el disolvente por excelencia de los metales, con desprendimiento de vapores nitrosos por actuar también como oxidante enérgico.

195 bis. Clasificación de los metales. — Los metales, como elementos, forman parte de sustancias simples (metales libres) o bien de combinaciones como óxidos, hidróxidos y sales.

En cuanto a los metales libres, de acuerdo con su densidad se los clasifica en: *metales ligeros* (densidad inferior a 3) y *metales pesados* (densidad superior a 7).

Los metales ligeros comprenden tres grupos. Los *metales alcalinos*, monovalentes, cuyos hidróxidos son bases muy fuertes; ejemplos: el sodio y el potasio.

Los *metales alcalino - térreos*, como el calcio, magnesio, ba-

rio, estroncio, etc., que son divalentes y dan hidróxidos, que son bases no tan fuertes como la de los alcalinos.

Los *metales térreos*, como el aluminio, trivalente, muy liviano. El nombre de térreo tiene su origen en la circunstancia de que el aluminio está sumamente difundido en la corteza terrestre (p. ej., en las arcillas). En cambio, los metales alcalinotérreos se llaman así por poseer propiedades intermedias entre las de los metales alcalinos y los térreos.

Los metales pesados, desde la antigüedad, se dividen en *metales nobles* y *metales innobles*, teniendo en cuenta la gran resistencia a la acción del oxígeno del aire que presentan los primeros y la escasa resistencia de los segundos. Son metales nobles, la plata, el oro, el platino y el mercurio. Son innobles el hierro, el cinc, el plomo, el cobre, el estaño, etc. (para las propiedades físicas principales, ver el cuadro de la página 256).

196. Electroafinidad y clasificación electroquímica de los metales.—Ya hemos visto al hablar de disociación electrolítica (ver pág. 117), que para descomponer un electrólito es necesario aplicar entre los electrodos una cierta diferencia de potencial (tensión de descomposición) y que este valor está relacionado con la llamada *electro-afinidad* (fuerza por la cual un ión retiene sus cargas); si el electrólito es HCl, la tensión de descomposición estaría representada por la fuerza electromotriz mínima necesaria para electrolizar la solución; generalizando para los demás hidrácidos, la determinación de las fuerzas electromotrices mínimas, para soluciones equivalentes (p. ej.: normales), permite medir la afinidad de los aniones F, Cl, Br, I, con el H.

De la misma manera, es posible establecer la electro-afinidad de los metales con el H, combinándolos con un mismo anión (Cl) y conocido éste, medir posteriormente la tensión necesaria para electrolizar las diversas sales.

Se procede así a una nueva clasificación de metales, la *clasificación electroquímica* cuyo conocimiento es muy importante ya que nos permite explicar y prever el desplazamiento mutuo de dichos elementos.

Haciendo arbitrariamente al H=O, es posible establecer la escala siguiente, partiendo de soluciones normales de los respectivos cationes, en la cual en el primer grupo forman los metales más electropositivos que el H y en el segundo, los metales menos electropositivos, es decir, los de tensiones de polarización negativas con respecto a éste:

CLASIFICACIÓN ELECTROQUÍMICA DE LOS ELEMENTOS CON RESPECTO AL HIDRÓGENO

Potasio	+ 3,2 Volt.			
Sodio	+ 2,8 "			
Calcio	+ 2,7 "		Cobre(++)	— 0,34 Volt.
Magnesio	+ 1,5 "		Bismuto	— 0,39 "
Aluminio	+ 1,3 "		Mercurio	— 0,75 "
Cinc	+ 0,8 "		Plata	— 0,80 "
Hierro(++)	+ 0,34 "	H = O	Platino	— 0,86 "
Níquel	+ 0,23 "		Oro	— 1,08 "
Estaño	+ 0,16 "			
Plomo	+ 0,15 "			

En esta escala progresiva y descendente, cada metal es capaz, por su electroafinidad, de desalojar a los demás que le siguen de sus combinaciones y por el contrario, ser desalojado por los que le anteceden. Esta propiedad nos permite explicar satisfactoriamente una serie de fenómenos ya estudiados; así por ejemplo:

1º—Si introducimos un clavo de hierro en una solución de sulfato de cobre, (que contiene cationes Cu^{++}), se recubre inmediatamente de una gruesa película de cobre rojo metálico, al mismo tiempo que la solución presenta las reacciones de las sales ferrosas: (el Fe ha pasado a catión Fe^{++}).

$$Fe + Cu^{++} \rightarrow Fe^{++} + Cu \downarrow$$

2º—Si introducimos una barra de cinc en una solución de nitrato de plomo, por desplazamiento se forma nitrato de cinc y precipita el plomo por ser menos electropositivo, sobre la barra metálica y en forma de arborescencias características (árbol de Saturno): o sea SO_4H_2.

$$Zn + Pb^{++} \rightarrow Zn^{++} + Pb \downarrow$$

3º.—Al actuar el ácido sulfúrico sobre los metales, con algunos de ellos desprende hidrógeno (o sea con los electropositivos de la tabla) mientras que con los de tensión electronegativa, el metal no alcanza a ser desplazado y una molécula del ácido se reduce descomponiéndose en SO_2:

1º $$SO_4H_2 + Zn \rightarrow SO_4Zn + H_2$$
$$(2H^+ + Zn \rightarrow Zn^{++} + H_2 \uparrow)$$

2º $$2\ SO_4H_2 + Cu \rightarrow SO_4Cu + 2\ H_2O + SO_2$$

El conocimiento de la escala electroquímica de los elementos metálicos, es de gran importancia no sólo para la interpretación correcta de las reacciones químicas en las que ellos intervienen, sino también para el perfeccionamiento de numerosos procedimientos industriales y en particular en la construcción de las pilas y acumuladores eléctricos que en su esencia, no son sino simples transformadores de energía química en energía eléctrica.

EXPERIMENTOS

1º—*Metales comunes.* Exhibir metales en hilos o alambres de distintos diámetros, láminas, chapas de variado espesor. Reconocer el metal por sus propiedades físicas y químicas, aplicando los conocimientos adquiridos.

2º—*Minerales de metales comunes.* Exhibir los ejemplares siguientes:

a) Minerales de hierro	Óxidos:	Magnetita, Hematita, Limonita
	Sulfuros:	Piritas
	Carbonato:	Siderita
	Hierro nativo:	Hierro meteórico
b) Minerales de plomo	Sulfuro:	Galena
	Carbonato:	Cerusita
c) Minerales de cinc	Sulfuro:	Blenda
	Carbonato:	Smithsonita
d) Minerales de cobre	Sulfuro doble de Cu. Fe:	Calcopirita
	Óxidos:	Cuprita
	Hidrocarbonatos	Malaquita, Azurita

Nota: de cada uno de estos minerales, observar en particular su forma cristalina, caracteres exteriores y reconocer el metal que constituye el mineral, utilizando para ello reacciones simples, ataques con ácidos, reactivos especiales, etc.

3.—*Obtención de aleaciones.*

a) *Soldadura de plomeros:* Fundir en un crisol 15 partes de estaño y 5 de plomo, volcar en una rielera, dejar enfriar.

b) *Tipos de imprenta:* Fundir en un crisol 11 partes de plomo, 5 de antimonio y 4 de estaño.

4.—*Preparación de amalgamas.*—Introducir en una solución de bicloruro de mercurio una lámina de cobre perfectamente limpia y seca; pronto se recubrirá de una capa grisácea, que frotada con un trapo mostrará el brillo metálico de la amalgama.

5.—*Obtención del cobre por electrólisis.*—Disolver en un vaso electrolítico 30 gramos de sulfato de cobre en 200 cm^3 de agua, agregar 10 cm^3. de ácido sulfúrico concentrado y hacer pasar la corriente eléctrica poniendo como ánodo una lámina de Cu, y como cátodo un objeto del mismo metal (moneda). El Cu se depositará en el cátodo que irá así aumentando de tamaño.

6.—*Obtención de plomo por reducción.* — Mézclase en un crisol óxido de plomo con carbón vegetal en partes iguales; calentar enérgicamente hasta que se produzca la separación y fusión del metal; reconocer este último por sus propiedades.

7.—*Acción de los ácidos sobre los metales.*

a) *Acido clorhídrico.* — En varios tubos de ensayo colocar virutas de distintos metales, como Fe, Al, Cu, etc.; añádase HCl en todos y compruébese la formación de los respectivos cloruros, desprendimiento de H y el color característico de las soluciones.

b) En idénticas condiciones, hacer reaccionar los ácidos sulfúrico y nítrico, concentrados y diluídos, observando en cada caso los fenómenos particulares que se producen.

Nota: En todos los ejercicios escribir las ecuaciones químicas correspondientes.

CUESTIONARIO

1.—¿Por qué razón el hierro es de todos los metales el más usado en las industrias y en las artes?

2.—¿Por qué el cobre se utiliza como conductor eléctrico a pesar de existir otro elemento químico que posee mayor conductibilidad específica?

3.—¿Cuál es la razón de que a ciertos metales como el oro y el platino se los llame metales nobles?

4.—¿Qué ventajas tienen las aleaciones, sobre los metales que las constituyen, considerados aisladamente?

5.—Las aleaciones ¿son mezclas o combinaciones de metales?

6.—¿Cómo es el punto de fusión de las aleaciones con respecto al de los metales que las constituyen?

ALGUNOS DE LOS MINERALES MÁS CONOCIDOS



Lámina VI

1. *Agata.*—2. *Lapislázuli.*—3. *Platino nativo.*—4. *Cristal de oro.*—5. *Topacio.*—6. *Malaquita.*—7. *Asbesto o amianto.*—8. *Diamante.*—9. *Anfibol.*—10. *Malaquita (sobre hierro).*—11. *Antimonita.*

CAPÍTULO XVII

METALES NOBLES

Plata. — Estado natural. — Metalurgia. — Preparación.—Propiedades.—Sales de plata.—Reconocimiento de las sales de plata.—Usos.—Acción de la luz sobre las sales de plata.—Fenómenos químicos de la fotografía.— Experimentos.—Cuestionario.—Oro.—Platino.

Se denominan *metales nobles* a ciertos metales que se distinguen por su inalterabilidad (gran resistencia a la oxidación). Los principales de ellos son: la plata Ag, el oro Au, y el platino Pt. Estos tres metales forman el grupo de los metales preciosos.

PLATA

197. Estado natural.—La plata existe en la naturaleza en estado nativo, formando sulfuros como la *argentita* (Ag_2S), cloruros como la *kerargita* (Cl Ag). Se la encuentra también a menudo en la galena (galena argentífera).

198. Metalurgia. Preparación.—Cuando se trata de obtener la plata de sus minerales, se recurre a los métodos de *amalgamación* o al de *cianuración*. El primero consiste en triturar el mineral, someterlo a tostación con agregado de sal común para transformar la Ag en Cl Ag; esta sustancia se trata en toneles giratorios con agua y hierro, con lo que se obtiene la plata libre:

$$2\ Cl\ Ag + Fe \rightarrow Cl_2\ Fe + 2\ \ Ag$$

Se añade mercurio que amalgama la plata, y luego se separa de ésta por destilación.

En el *método por cianuración*, se trata el mineral con una solución diluída de cianuro de sodio; se obtiene así un cianuro doble de sodio y plata soluble, al que agregándole cinc, precipita la Ag, que se separa.

Cuando se dispone de galenas argentíferas, se separa primero el plomo por reducción térmica, quedando la plata disuelta en dicho metal, yendo al fondo de los crisoles, por su mayor densidad. Solidificada por enfriamiento lento, la aleación de plomo y plata se somete luego a la *copelación*, fundién-

dosela, al efecto, en crisoles especiales o *copelas*, hechos con polvo de huesos calcinados, que tienen la propiedad de absorber los óxidos metálicos, no así los metales fundidos; la plata, en la copela, no se oxida, pero sí lo hace el plomo trasformándose en PbO o litargirio, que va siendo absorbido por los poros de aquélla. Cuando está por terminar la operación, la fina película que forma el litargirio sobre la masa fundida se rompe y deja ver súbitamente el vivo resplandor de la plata (fulguración o relámpago).

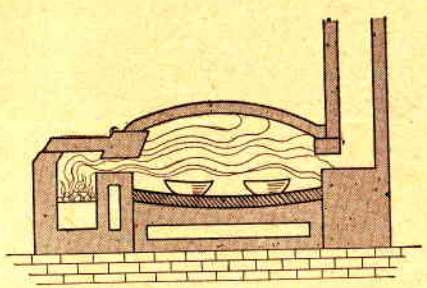


Fig. 154.—Horno para la copelación de la plata.

199. Propiedades.—Es un metal blanco, característico, susceptible de adquirir gran pulimento, muy dúctil y maleable; de todos los metales *es el mejor conductor del calor y de la electricidad.*

No se oxida en el aire, ni en frío ni en caliente. Es insoluble en el HCl o $SO_4 H_2$ diluídos; el $NO_3 H$ la disuelve rápidamente con desprendimiento de vapores rojos de peróxido de nitrógeno. Los hidróxidos alcalinos no lo atacan ni aun en estado de fusión.

Fig. 155.—Corte de una copela.

La plata puede adquirir por ciertos procedimientos químicos o eléctricos, el estado coloidal; estas soluciones coloidales denominadas en el comercio con el nombre de fantasía: colargol, electrargol, son utilizadas en medicina.

200. Sales de plata. — Se conocen diversas sales de plata, en la que este metal funciona como monovalente (con cationes Ag^+). La más importante es el nitrato de plata.

Nitrato de plata ($NO_3 Ag$).—Se obtiene disolviendo plata pura en ácido nítrico y cristalizando la sal por evaporación. Es una sustancia blanca, que funde sin descomponerse; si se solidifica en moldes cilíndricos, se obtienen barritas llamadas *piedra infernal* por su acción cáustica sobre las heridas. La luz no la altera cuando está pura, pero sí en presencia de materias orgánicas, causa por la cual se ennegrece la piel a su contacto.

Cloruro de plata (Cl Ag). — Se obtiene por la acción del HCl o de un cloruro soluble sobre el nitrato de plata, reacción muy utilizada en química analítica para la caracterización de algunos de los dos iones: Cl^- o Ag^+.

$$NO_3Ag + ClNa \rightarrow NO_3Na + ClAg \downarrow$$
$$(Cl^- + Ag^+ \rightarrow ClAg)$$

El cloruro de plata formado es insoluble en agua, pero soluble en NH_3. Tiene la propiedad de alterarse a la luz tomando un color violado y luego negro, propiedad que se hace extensiva para el BrAg e IAg. Además, estas sales halogenadas de Ag son solubles en el hiposulfito de sodio, dando sales dobles (se aprovecha esta propiedad en la fijación de las imágenes fotográficas):

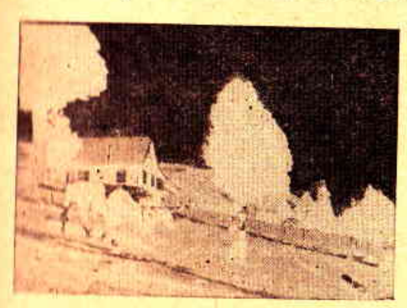
$$BrAg + S_2O_3 Na_2 \rightarrow BrNa + Ag(S_2 O_3) .Na$$

201. Reconocimiento de las sales de plata.—1º Con el HCl o cloruros alcalinos, dan un precipitado blanco caseoso de cloruro de plata (ver cloruro de plata).

2º El ClAg formado, redisuelto en NH_3 y adicionado de formol o glucosa (reductores orgánicos), producen un magnífico espejo de plata por precipitación del metal.

202. Usos.—La plata se emplea para fabricar monedas y alhajas (aleación 90 p. de plata y 10 p. de cobre), objetos de lujo, para el plateado galvánico, para platear el vidrio *(espejos)*, y en estado coloidal en medicina.

203. Acción de la luz sobre las sales de plata.—Fenómenos químicos de la fotografía.—El ennegrecimiento de las sales halogenadas de plata por la luz, fué magistralmente aprovechado en la fotografía. Las placas fotográficas ordinarias, se preparan impregnando en la obscuridad un vidrio plano o una película de celuloide, con disoluciones de nitrato de plata y bromuro amónico



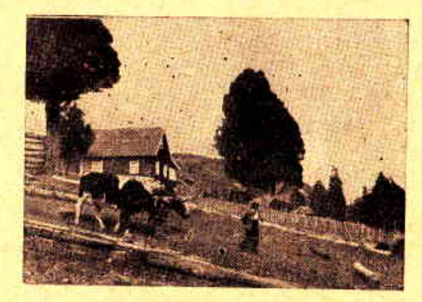


Fig. 156.—Negativo y positivo de una imagen fotográfica.

adicionado de cantidad suficiente de gelatina para que el bromuro de plata que se produce quede al estado coloidal. Para obtener una fotografía, se comienza por la *exposición* que consiste en someter la placa sensible unos instantes a la acción de la luz. Este corto tiempo, generalmente 1/10" a 1/25", es suficiente para

que se produzca sobre la placa, la *imagen latente*, esto es, una imagen no visible pero que puede ponerse de manifiesto por la acción de ciertas sustancias químicas, de carácter reductor como la hidroquinona, llamadas *reveladores*. El *revelado* (que se practica en una cámara iluminada con luz roja, la cual no tiene actividad química) produce sobre la placa una imagen *negativa* del objeto fotografiado, pues las zonas más iluminadas producen un ennegrecimiento mayor en el Br Ag.

Terminado el revelado, se *fija* la imagen eliminando el bromuro no alterado con hiposulfito de sodio (*fijación*) ; con estas dos operaciones, se obtiene el llamado *negativo*. Para obtener pruebas positivas sobre papel, se sigue un proceso análogo impresionando el papel fotográfico con la luz que pasa a través del negativo, con esto quedan invertidos los negros y blancos y la fotografía así obtenida responde (fig. 156) enteramente a la realidad.

E X P E R I M E N T O S

1.—*Acción del NO_3H sobre la plata.*—Disuélvase pequeños trozos de plata en ácido nítrico diluído 1:1; evapórese una parte de la solución en baño maría, sobre un cristalizador, para observar los cristales formados, evitando que sobre el líquido caigan partículas orgánicas que reducirían la plata.

2.—*Reconocimiento.*—A otra parte de la solución anterior, agregarle una solución de ClNa: comprobar la formación del precipitado caseoso de ClAg y su disolución en NH_3. Interpretación de la reacción:

$$NO_3Ag + Cl\,Na \longrightarrow \cdots$$

3.—*Formación de espejos de plata.* — En un cristalizador disolver 5 g de NO_3Ag en 50 cm³ de agua destilada, añadir NH_3 gota a gota hasta redisolución del precipitado (constituye el reactivo: nitrato de plata amoniacal). Colocar en el fondo del recipiente un porta objetos, perfectamente limpio y pulido con gamuza, agregar una solución concentrada de glucosa, o una gota de formol. Dejar reposar una hora, y al cabo de ese tiempo, se formará un espejo brillante sobre el portaobjetos y las paredes del cristalizador.

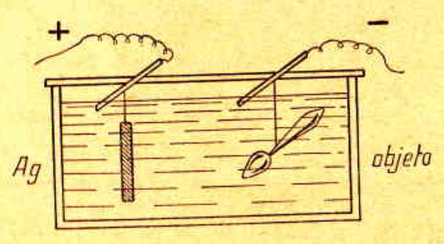


Fig. 157.—Plateado electrolítico.

4.—*Plateado electrolítico.*—Utilizar un baño electrolítico constituído por una solución de cianuro de plata disuelto en exceso de cianuro de potasio, un ánodo de plata, y como cátodo el objeto que se desee platear. Tensión eléctrica: de 3 a 5 voltios. (fig. 157).

C U E S T I O N A R I O

1.—¿Por qué se utiliza la plata en aleaciones monetarias y en joyería?

2.—¿A cuál de las sales de plata corresponde la denominada piedra infernal y el porqué de ese nombre?

3.—¿Cuál es la sal de plata más usada en fotografía?

4.—¿Qué se entiende por imagen latente fotográfica, y cuál es la función de los reveladores y fijadores?

5.—¿Cómo reconocería, si un objeto es de plata o simula serlo?

6.—¿Qué cantidad de NO_3Ag se obtendrá de una moneda de dicho metal que pesa 25 gramos?

O R O

204. Oro.—*Estado natural y extracción.*—El oro es uno de los metales más antiguamente conocidos; se presenta casi siempre *nativo en filones* incluído en cuarzo o bien en terrenos de aluvión, en trozos más o menos grandes (pepitas), mezcladas con arena en arroyos o ríos.

Para la extracción se concentran previamente las arenas o rocas auríferas, pulverizadas mediante una corriente de agua que las leviga mecánicamente (por la densidad elevada del oro) (fig. 158) después los trozos son *amalgamados* por el mercurio que luego se destila y separa. El método de cianuración sólo se aplica cuando los trozos contienen oro en un grado extremo de división; se agrega el material en grandes tanques que contienen soluciones diluídas de cianuro de potasio, que lo disuelve, y de la que se separa el metal precioso por electrólisis.

Propiedades. — Es un metal amarillo rojizo típico; su densidad es elevada, 19,3. *Es el más dúctil y maleable de los metales.* Químicamente es el tipo de los metales nobles, pues es inoxidable a cualquier temperatura e insoluble en los ácidos: solamente el agua regia, por desprendimiento de cloro naciente, lo ataca con formación de cloruro aúrico Cl_3Au.

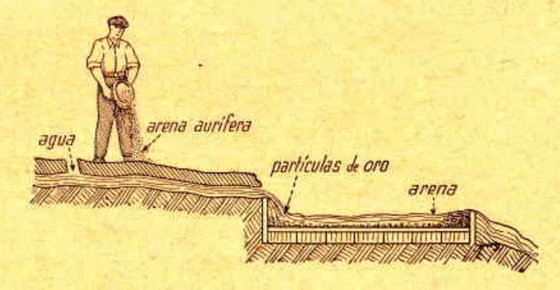


Fig. 158.—Levigación de arena aurífera.

Usos.—El oro se utiliza especialmente en la fabricación de aleaciones monetarias (ver pág. 257) y de alhajas, cuyo contenido en oro se expresa en *quilates*, que son la veinticuatroavas partes de oro que hay en 24 de aleación; así el oro de las alhajas es oro 18 kilates (o sea 18 g de oro y 6 de cobre, este último para suministrarle dureza).

Determinación del título de las aleaciones de oro.— El llamado *ensayo* de los metales nobles consiste en averiguar los milésimos de éstos contenidos en 1000 partes de una joya o de una moneda. Un ensayo aproximado se hace con la llamada *piedra de toque*. Ésta es un mineral negruzco (silicato muy duro), sobre la cual se traza una raya con el material a ensayar, y a ambos lados diversas rayas con fragmentos de aleación de oro de título conocido. Humedeciéndolas con un líquido ácido (NO_3H con cierta pequeña proporción de ClH), el Cu se disuelve quedando Au en descubierto; se compara el color obtenido con la muestra con el de los trazos correspondientes a las aleaciones de título conocido, viendo dónde hay coincidencia. [1]

[1] Es muy usual emplear en sentido figurado el término "piedra de toque", como "lo que conduce al conocimiento de la bondad o malicia de una cosa".

Sales de oro.—El oro actuando como mono y trivalente, puede dar dos clases de sales: aurosas y aúricas. Ej.:

cloruro auroso: ClAu, y cloruro aúrico: Cl_3Au ó $Au\begin{cases}Cl\\Cl\\Cl\end{cases}$

Los compuestos de oro se utilizan para el dorado galvánico.

PLATINO

205. Platino.—*Estado natural y extracción.*—El platino se encuentra nativo en la naturaleza en arenas y terrenos primitivos, asociado con frecuencia al oro, cobre y hierro; los principales yacimientos se encuentran en los Montes Urales. Se lo extrae como el oro, efectuando una selección física de los minerales; las partes más densas se disuelven en agua regia, (separando previamente el Au por amalgamación), y se precipita el Pt como *cloroplatinado de amonio* mediante el agregado de $ClNH_4$.

$$\underset{\text{ácido cloroplatínico}}{Cl_6\,Pt\,H_2} + 2\,Cl\,NH_4 \rightarrow \underset{\text{cloroplatinato de amonio}}{Cl_6\,Pt\,(N\,H_4)_2} + 2\,H\,Cl$$

que calentado deja Pt esponjoso, que se convierte en platino compacto fundiéndolo con soplete oxhídrico.

$$Cl_6\,Pt\,(NH_4)_2 + \theta \rightarrow Pt + 2\,NH_3 + 2\,Cl\,H + 2\,Cl_2$$

Propiedades.—Es un metal de color blanco, brillante, dúctil y maleable. Densidad 21.4; punto de fusión 1771° C. El platino en polvo (*negro de platino*) o en masas esponjosas (esponja de platino) se utiliza frecuentemente como catalizador. Químicamente es un metal *noble*, y por consiguiente no oxidable ni atacable a los reactivos corrientes. El agua regia lo disuelve con formación de cloruro platínico Cl_4Pt.

Usos.—Por su resistencia a los reactivos tiene numerosas aplicaciones, para muchas de las cuales es insustituíble. Entra en la fabricación del material para laboratorio (crisoles, cápsulas, electrodos, alambres, etcétera), punta de pararrayos, alhajas, contactos eléctricos, en técnica dentaria, y en las industrias por sus propiedades catalizadoras.

CAPÍTULO XVIII

PLOMO, CINC, ESTAÑO

Plomo. — Estado natural. — Preparación. — Propiedades. — Aplicaciones. — Sales de plomo. — Cinc. — Preparación. —Propiedades. — Usos. — Sales de cinc. — Estaño y sus sales.

PLOMO

206. Estado natural. Preparación.—Existe en la naturaleza como carbonato o *cerusita* (CO_3Pb), y sobre todo en estado de sulfuro, mineral denominado *galena* SPb. Éste, por tostación en hornos de reverbero (pág. 259), se transforma en óxido, que reducido posteriormente con carbón, deja el plomo en libertad:

$$2\,SPb + 3\,O_2 \rightarrow 2\,PbO + 2\,SO_2 \uparrow$$

$$2\,PbO + C \rightarrow 2\,Pb + CO_2 \uparrow$$

La galena es frecuentemente argentífera; cuando la proporción del metal noble es elevada, se procede a un enriquecimiento previo y copelación (ver pág. 265).

207. Propiedades. — Es un metal gris azulado, de densidad elevada 11,3 y punto de fusión de 327°C, muy maleable, dúctil, pero de poca tenacidad. Es blando y recién cortado presenta una superficie con mucho brillo, pero que se empaña rápidamente, debido a una oxidación superficial, en presencia del oxígeno del aire; esta capa de Pb_2O protege al metal de la oxidación posterior..

El agua corriente no ataca al plomo, pues en presencia del CO_2 del agua forma una película insoluble de carbonato básico de plomo, que preserva al metal; tanto por esta razón como por su blandura, el plomo resulta el metal ideal para las cañerías domiciliarias de agua corriente.

Los ácidos clorhídrico y sulfúrico atacan muy débilmente al plomo por la insolubilidad de sus sales: cloruro y sulfato. (Recordar el revestimiento interior de los recipientes y cámaras en la fabricación del SO_4H_2).

El ácido nítrico es su mejor disolvente; de los ácidos orgánicos, el acético lo ataca lentamente al contacto del aire.

208. Aplicaciones.—Por las propiedades citadas, se lo utiliza, preferentemente para cañerías de conducción para agua y gas; se usa también para placas de acumuladores y en la fabricación de municiones.

Sus aleaciones más importantes son: la soldadura de plomeros ($Pb + Sn$), caracteres de imprenta ($Pb + Sn + Sb$), y municiones ($Pb + As$) (ver Aleaciones).

209. Compuestos del plomo.—Siendo generalmente el Pb bivalente, las sales más importantes son las que derivan de este catión. Tienen sabor desagradable y son tóxicas. Los obreros que lo elaboran, y los pintores que manejan compuestos de este metal (minio, cerusa o albayalde) sufren un envenenamiento progresivo, llamado *saturnismo*.

Los compuestos más importantes son:

Protóxido de plomo. PbO, llamado *masicot* cuando es amorfo y *litargirio* cuando es cristalizado. Se presenta de un color amarillo-anaranjado, insoluble en agua, pero soluble en los ácidos. Sirve para la preparación de algunas sales de plomo y en la fabricación del cristal.

Bióxido de plomo-PbO_2, polvo de un color pardo oscuro, llamado "óxido pulga"; es empleado en los acumuladores y para la fabricación de cerillas. Por este compuesto, verdadero anhídrido del ácido ortoplúmbico, el Pb funciona como tetravalente.

Minio. — Pb_3O_4, que químicamente considerado es una verdadera sal (óxido salino), prácticamente responde a la composición de una mezcla de $PbO_2 + 2PbO$.

$$Pb(OH)_4$$

ácido ortoplúmbico

$$Pb \begin{matrix} < O_2 > Pb \\ < O_2 > Pb \end{matrix}$$

ortoplumbato de plomo (minio)

Es un polvo rojo que se prepara calentando gradualmente el masicot en presencia de aire; se utiliza en pinturas para preservar al hierro de la acción del aire, en la fabricación del cristal, para colorear el lacre, y en cerámica para recubrir exteriormente las piezas con barniz impermeable.

Hidrocarbonato de plomo [$_2CO_3Pb$, $Pb(OH)_2$], llamado comúnmente *albayalde* o *cerusa*, es un polvo blanco, pesado, insoluble en agua, y que se emplea como pigmento en las pinturas blancas, gozando de la propiedad de cubrir, o sea que tapa cualquier color cuando se pinta con este compuesto. Sin embargo las superficies pintadas se ennegrecen al contacto de las emanaciones sulfhídricas que existen en el aire, por lo que hoy se lo reemplaza ventajosamente por pinturas a base de: ZnO y SZn que no tienen ese inconveniente.

CINC

210. Estado natural. Preparación.—Existe en la naturaleza como sulfuro o *blenda* (SZn), y carbonato o *Smithsonita* (CO_3Zn), siendo el primero el más importante. Para su extracción se utilizan los procedimientos generales de la metalurgia ya conocidos: la tostación para trasformar el sulfuro en óxido, y la reducción posterior con carbón que deja el metal en libertad:

$$2\,SZn + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,SO_2 + 2\,OZn$$
$$OZn + 3\,C \longrightarrow 2\,CO + 2\,Zn$$

211. Propiedades. — Es un metal blanco con reflejos azulados, de una densidad igual a 7,1; es muy maleable. Funde a 419° C, y en ese estado, volcado lentamente en agua fría, se transforma en pequeños granos huecos denominados *granallas de cinc*.

En el aire seco no se altera, pero en el aire húmedo se recubre de una ligera capa de óxido y de carbonato, que lo preserva de una oxidación posterior; de allí su empleo en las chapas de los techos, que son de hierro recubiertas por una delgada capa de cinc *(hierro galvanizado)*.

Arde al rojo con llama verde, produciendo óxido de cinc. Siendo uno de los metales más electropositivos (ver clasificación electroquímica) desaloja al H de los ácidos, procedimiento muy utilizado en los laboratorios para preparar H. Los hidróxidos alcalinos también lo disuelven con formación de cincato y desprendimiento de H:

$$Zn + 2\,Na(OH) \longrightarrow \underset{\text{cincato de sodio}}{Zn(ONa)_2} + H_2$$

212. Usos.—Por la mayor resistencia a la oxidación es utilizado para las chapas de los tejados (galvanizado del hierro)[1]. Forma aleaciones muy útiles con otros metales: latón o cobre amarillo ($Cu+Zn$), maillechort ($Cu+Zn+Ni$) etc. (ver aleaciones). Sirve, además, para preparar la mayoría de sus sales.

213. Compuestos del cinc. — El cinc es un metal bivalente, que da origen a una serie de sales, cuya principal característica es la de ser incoloras.

Óxido de cinc.—OZn, llamado también blanco de cinc, es un polvo blanco adherente, que se forma en la combustión del metal. Es empleado como pigmento blanco en pinturas, en reemplazo de la cerusa, por no ser venenoso.

En estado puro es utilizado en medicina bajo la forma de pomadas diversas, para combatir afecciones de la piel.

Cloruro de cinc.—Cl_2Zn, es una sal blanca (llamada manteca de cinc) muy soluble en agua, y delicuescente. Se emplea como deshidratante, y, en medicina, sus soluciones, como cáustico.

Sulfato de cinc.—SO_4Zn, $7H_2O$, se presenta como una sal cristalizada blanca, brillante, ligeramente eflorescente y denominada vitriolo blanco. Es utilizado especialmente en medicina en forma de colirios, como desinfectante y astringente; en tintorería se usa como mordiente.

ESTAÑO

214. Generalidades.—Existe sobre todo como bióxido de estaño SnO_2 o *casiterita;* reducido este mineral por carbón se obtiene el metal. Los principales yacimientos se encuentran en la península de Malaca y en Bolivia, siendo una de las principales fuentes de riqueza para estos países.

215. Propiedades.—Es un metal blanco poco alterable en el aire y que funde fácilmente (232° C); es muy maleable, siendo las hojas de estaño muy utilizadas para la envoltura de alimentos, que hoy han sido reemplazadas por el aluminio. Al doblar una varilla de estaño se percibe un ruido especial, denominado *grito de estaño*, producido por el rompimiento de la textura cristalina del material.

A la temperatura al rojo, arde con una llama blanca intensa, produciendo bióxido de estaño SnO_2. Los ácidos concentrados lo atacan con desprendimiento de H; el cloro reacciona con él con formación de cloruro estánnico (Cl_4Sn).

216. Aplicaciones.—Por su inalterabilidad al aire y por no ser tóxico, es utilizado en las industrias en forma de hojas para recubrir alimentos, para estañar el hierro *(hojalata)* destinado a la confección de envases para conservas. La soldadura de plomeros contiene estaño aleado con el plomo; los tipos de imprenta (Pb, Sb, Sn) deben su bajo punto de fusión al estaño. La aleación del Sn con el cobre origina el *bronce* (ver aleaciones), tan extensamente utilizado hoy en las artes e industrias.

217. Sales de estaño.—Actuando el estaño como bi y tetravalente, origina dos series de sales: estannosas, en las que el metal actúa al mínimo, ej.: Cl_2Sn y estánnicas, cuando lo está al máximo; ej.: Cl_4Sn.

Cloruro estannoso. — Cl_2Sn, llamado vulgarmente sal de estaño; se obtiene atacando el metal por ácido clorhídrico. Es una sal blanca muy reductora por su tendencia a oxidarse pasando a cloruro estánnico. Muy utilizado en tintorería como mordiente y en los laboratorios como reactivo.

El cloruro estánnico.—Cl_4Sn se prepara por la acción del cloro sobre el metal calentado. Es un líquido muy volátil (p. e. = 114°C) fumante en el aire húmedo a causa de su hidrólisis:

$$Cl_4Sn + 4\,H_2O \longrightarrow 4\,HCl + Sn(OH)_4$$

por esto fué utilizado como fumígeno durante la guerra de 1914 - 1918.

CAPÍTULO XIX

COBRE Y MERCURIO

Cobre; estado natural.—Metalurgia.—Propiedades.—Aplicaciones.—Sales de cobre.—Reconocimiento de las sales de cobre.—Experimentos y cuestionario.

Mercurio; estado natural y extracción.—Propiedades.—Aplicaciones.

El cobre (Cu = 63.6) y el mercurio (Hg = 200.6) son elementos metálicos poco electropositivos, menos aun que el H, por lo cual no desplazan a éste de los ácidos (ver pág. 262. El Cu y Hg, pueden funcionar mono y bivalentes.

COBRE

218. Estado natural.—Se halla en la naturaleza en estado nativo y además en los siguientes minerales: **óxido cuproso** (Cu_2O) o *cuprita*, sulfuro doble de Fe y Cu ($CuFeS_2$) o *calcopirita*, y carbonatos básicos de cobre, [CO_3Cu, $(HO)_2Cu$], o *malaquita* (verde) y [$_2CO_3Cu$, $(HO)_2Cu$] o *azurita* (azul).

219. Metalurgia.—Para la extracción del cobre se usa generalmente la calcopirita que es el mineral más abundante y al que se le hace sufrir un tratamiento previo de tostación para trasformar los sulfuros en óxidos:

$$CuFeS_2 + 3\,O_2 \longrightarrow CuO + FeO + 2\,SO_2 \uparrow$$

Luego el óxido formado se reduce por el carbón al estado de cobre metálico.

$$CuO + C \longrightarrow OC + Cu$$

El cobre así obtenido es sumamente impuro. Para su purificación se usa el procedimiento electrolítico, que consiste en disponer en el interior de una cuba electrolítica, conteniendo una solución de sulfato de cobre acidulada con SO_4H_2 y cáto-

dos de Cu puro, los trozos de Cu negro obtenido por el procedimiento anterior unidos al polo positivo (ánodo). Al pasar la corriente eléctrica el Cu de la solución se deposita sobre los cátodos, el SO_4H_2 producido ataca a los ánodos regenerando así el SO_4Cu de la solución. Al final de la operación los cátodos, engrosados por el depósito metálico, constituyen lo que en el comercio se conoce con el nombre de *cobre electrolítico* con un grado elevado de pureza (99,5 % de Cu) (fig. 159).

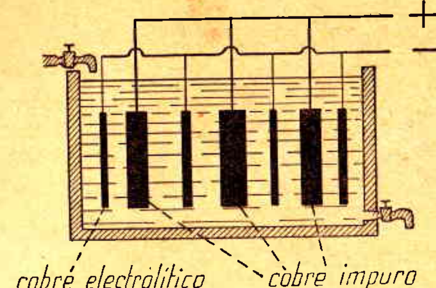


Fig. 159.—Purificación del cobre por electrólisis.

220. Propiedades.—Es un metal de color rojo característico muy dúctil y maleable. Después de la plata, *es el mejor conductor del calor y de la electricidad*. En el aire seco no se oxida; al aire húmedo, por acción combinada del vapor de agua y anhídrido carbónico, se recubre de una capa verdosa llamada vulgarmente *cardenillo* o *verdete*, que es un carbonato básico de cobre $[CO_3Cu, Cu(OH)_2]$. Calentando el metal al rojo se combina con el oxígeno dando óxido cúprico de color negro (CuO).

Es atacado por los ácidos nítrico y sulfúrico: el primero lo hace con gran energía y desprendimiento de vapores rojos de peróxido de nitrógeno:

$$4\ NO_3H + Cu \longrightarrow (NO_3)_2Cu + 2\ H_2O + 2\ NO_2 \uparrow$$

El ácido sulfúrico concentrado y caliente lo ataca con formación de sulfato de Cu y desprendimiento de anhídrido sulfuroso:

$$2\ SO_4H_2 + Cu \longrightarrow SO_4Cu + 2\ H_2O + SO_2 \uparrow$$ (ver pág. 262)

El ácido clorhídrico apenas lo ataca.

221. Aplicaciones.—El cobre se emplea en la industria como conductor eléctrico, y como material para fabricar diversos aparatos: calderas, alambiques, refrigerantes, etc.

221 bis. Aleaciones; bronce y latones.—A partir del cobre se preparan una serie de aleaciones, conocidas algunas desde las remotas eras prehistóricas (edad del bronce). Así a los metales

preciosos les da dureza sin alterar su color (aleaciones monetarias); muy comunes son los bronces, latones, etc.

Los *bronces*, que son aleaciones de Cu y Sn, suelen llevar a veces Zn u otros componentes. Con este material se fabrican monedas, campanas, objetos de arte, etc. El agregado de fósforo (bronce fosforado) aumenta su resistencia a la oxidación.

Los *latones* (o bronces amarillos), son aleaciones de Cu y Zn, que pueden también contener Pb, Sn, etc. Debido a su facilidad para ser torneados y limados, se prestan para construir innumerables instrumentos, especialmente de precisión.

El llamado *bronce de aluminio*, formado por 90 partes de Cu y 10 partes de Al, muy sonoro y de color dorado, posee importantes aplicaciones industriales por su gran resistencia a la corrosión.

El *maillechort* es una aleación ternaria de Cu, Ni y Zn, de color blanco y con el cual se construyen numerosos utensilios de uso doméstico. Suele llamarse de diversas maneras: plata nueva de Berlín o argentán, metal blanco, alpaca, etc.

222. Compuestos de cobre. — El cobre puede originar dos clases de compuestos llamados cuprosos y cúpricos y en los que funciona, respectivamente, como mono y divalente. Por ejemplo:

Óxido cuproso	Óxido cúprico	Hidróxido cuproso	Hidróxido cúprico.
Cu_2O (Cu\\O/Cu)	$Cu{=}O$	$Cu - OH$	$Cu(OH)_2$ (Cu<OH, OH)

La sal más importante es el *sulfato cúprico*, $SO_4Cu, 5H_2O$, llamado vulgarmente vitriolo azul o caparrosa azul, y que se prepara en la industria tratando el cobre por el ácido sulfúrico. Se presenta en grandes cristales de color azul, que por calcinación, se transforman en un polvo blanco por pérdida del agua de cristalización; al contacto del aire ambiente, el polvo recupera su color primitivo por absorción del agua de la atmósfera. El SO_4Cu se emplea corrientemente en tintorería, galvanoplastia y en la agricultura para la destrucción de ciertas plagas en los vegetales, mezclado con hidróxido cálcico, constituyendo el llamado "caldo bordelés" (agua 100 l, SO_4Cu 2 kg, cal viva cantidad suficiente hasta neutralización de líquido).

223. Reconocimiento de las sales cúpricas.—1º Con los hidróxidos alcalinos, las sales cúpricas dan un precipitado azul de $Cu(OH)_2$, que por el calor se ennegrece pasando a CuO.

2º—Con el amoníaco, dan también precipitado azul de $Cu(OH)_2$ soluble en exceso de reactivo, transformándose en un líquido transparente de un hermoso color azul intenso.

EXPERIMENTOS

1º—Exhibir los minerales de cobre siguientes: cuprita, calcopirita, malaquita y azurita. Observar en cada caso el color típico de los minerales, su forma cristalina, etc.

2º—Sobre la llama de un mechero caliéntese un alambre de cobre; deducir por el calor en la mano su buena conductibilidad; para apreciarla mejor compárese con la de otro alambre de hierro de igual espesor.

3º—*Cobreado electrolítico.* — Dispóngase en un vaso electrolítico una disolución de 30 gr. de SO_4Cu en 200 cm³. de H_2O. agregar 10 cm³. de SO_4H_2 concentrado, y hacer pasar la corriente eléctrica de una batería, colocando como ánodo una chapa de cobre y como cátodo un objeto del mismo metal (moneda) perfectamente pulido y lavado. Al cabo de un tiempo, el objeto queda totalmente recubierto por una película de cobre, cuyo espesor es directamente proporcional al tiempo y a la intensidad de la corriente eléctrica.

Acción de los ácidos sobre el cobre. — Colocar en dos tubos de ensayo virutas de Cu y agregarles respectivamente SO_4H_2 y NO_3H concentrados. Calentar el primero con las precauciones debidas, y observar la formación del SO_4Cu y desprendimiento de SO_2; en el segundo, el vivo ataque, formación del $(NO_3)_2Cu$ y producción de vapores rutilantes. Interpretar las reacciones químicas correspondientes.

5º—*Reconocimiento de las sales cúpricas.*—Utilizar los mismos tubos de la experiencia anterior, diluyendo el líquido en su volumen de agua; al primero agregar Na(OH) y calentar, seforma hidróxido cúprico que, por ebullición, pasa a óxido cúprico de color negro. En el segundo tubo adicionar NH_3: observar la precipitación del $Cu(OH)_2$ y su redisolución posterior en exceso de reactivo.

CUESTIONARIO

1.—¿Cuáles son las fórmulas de la cuprita, calcopirita y malaquita? (Calcular el porcentaje de cobre en cada uno de los minerales citados).
2.—¿Por qué no se reduce directamente la calcopirita con el carbón para extraer el metal?
3.—¿Cuáles son las ventajas del procedimiento electrolítico?
4.—¿Por qué al reaccionar el ácido sulfúrico concentrado y caliente sobre el cobre no desprende hidrógeno?
5.—¿Qué cantidad de agua contiene un kilogramo de sulfato de cobre cristalizado?

MERCURIO

224. Estado natural y extracción.—La principal combinación natural de este elemento es el *cinabrio* o sulfuro de mercurio SHg. La metalurgia

se reduce simplemente a una tostación del mineral, con lo cual se quema el azufre y se volatiliza el mercurio que se separa por condensación.

$$SHg + O_2 \rightarrow Hg + SO_2 \uparrow$$

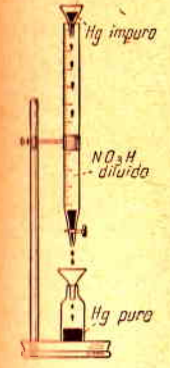


Fig. 160.—Purificación del mercurio.

Se purifica agitándolo con NO_3H diluído, que ataca de preferencia la casi totalidad de los metales que lo acompañan como impurezas (Cu, Zn, Pb).

En los laboratorios puede purificarse el mercurio haciéndolo atravesar, gota a gota, por una bureta alta conteniendo NO_3H diluído, como está indicado la fig. 160.

225. Propiedades.—El mercurio es el único metal líquido a la presión y temperatura ordinaria; es de color brillante, parecido a la plata (de allí su nombre Hydrargirium = plata líquida). Su densidad es de 13,6; solidifica a -39º C. y hierve a 357º C. El Hg disuelve todos los metales, menos al Fe, Ni y Pt, formando amalgamas (ver pág. 258). El oxígeno no lo altera a la temperatura ordinaria, pero en caliente lo cubre de una película roja de OHg.

Por su escasa electropositividad, no desplaza al H de los ácidos.

Con NO_3H forma fácilmente nitratos:

diluído: $Hg + 2\ NO_3H \longrightarrow NO_3Hg + NO_2 + H_2O$

concentrado y caliente: $3\ Hg + 8\ NO_3H \longrightarrow 2\ NO + 4\ H_2O + 3\ (NO_3)_2\ Hg$

Con SO_4H_2:

temperatura ordinaria: no lo ataca

concentrado y caliente: $Hg + 2\ SO_4H_2 \longrightarrow SO_4Hg + SO_2 \uparrow + 2\ H_2O$

226. Aplicaciones.—El Hg es muy utilizado en los laboratorios para instrumentos de física (barómetros, termómetros). Por su toxicidad no es empleado en la industria, pero la medicina lo usa en numerosos compuestos de gran importancia:

Compuestos mercuriosos:

Hg_2O ó $\begin{matrix} Hg \diagdown \\ \quad O \\ Hg \diagup \end{matrix}$

Óxido mercurioso

Cl_2Hg_2 ó $\begin{matrix} Hg - Cl \\ | \\ Hg - Cl \end{matrix}$

Cloruro mercurioso (precipitado blanco, calomel)

$(NO_3)_2Hg_2$ ó $\begin{matrix} Hg - NO_3 \\ | \\ Hg - NO_3 \end{matrix}$

Nitrato mercurioso

Compuestos mercúricos:

HgO ó $Hg = O$

Óxido mercúrico

Cl_2Hg ó $Hg \begin{matrix} \diagup Cl \\ \diagdown Cl \end{matrix}$

Cloruro mercúrico (sublimado corrosivo)

$(NO_3)_2Hg$ ó $Hg \begin{matrix} \diagup NO_3 \\ \diagdown NO_3 \end{matrix}$

Nitrato mercúrico

El óxido mercurioso es un sólido de color negro, insoluble en el agua, soluble en el ácido nítrico; el óxido mercúrico, es un sólido insoluble en el agua, soluble en el ácido nítrico, de color amarillo o rojo, según su grado

de división; los demás son sólidos blancos, solubles en el agua, menos el calomel que es insoluble, pero soluble en el agua regia transformándose en bicloruro de mercurio o sublimado corrosivo.

El óxido mercúrico, el calomel y el bicloruro de mercurio son muy usados en medicina.

CAPÍTULO XX

METALES DEL GRUPO DEL HIERRO

Generalidades.—Hierro-Estado natural.—Principales minerales.—Fundamentos científicos de su metalurgia.—Hierro y aceros.—Compuestos ferrosos y férricos.—Experimentos.—Cuestionario.

227. Generalidades.—El grupo del hierro comprende cinco metales que se caracterizan por tener sus pesos atómicos muy vecinos, éstos son: *Cromo* (Cr = 52); *manganeso* (Mn = 55), *hierro* (Fe = 56), *níquel* (Ni = 58) y *cobalto* (Co = 59). Presentan además, grandes analogías en sus propiedades físicas y químicas; todos funcionan como bi y trivalentes dando sales al mínimo y al máximo; las sales en solución son coloreadas: las de manganeso en rosa claro, las ferrosas en verde, las férricas en anaranjado rojizo, las de niquel en verde, las de cromo en violeta y verde, las de cobalto en violáceo [1].

De estos metales, el más importante desde el punto de vista de sus aplicaciones en las artes e industrias es el hierro.

HIERRO

El hierro es el metal más extendido y de mayor importancia práctica por tener múltiples aplicaciones en la industria y las artes; puede decirse que su uso ha contribuído en forma preponderante al progreso de la civilización actual.

228. Estado natural. — Principales minerales. — En general no existe libre en la naturaleza, pues el hierro nativo que se encuentra en pequeña cantidad es de origen meteórico. Estando el interior de la Tierra formado por grandes masas de hierro metálico, según las hipótesis más aceptadas, sus combinaciones son abundantes y están extraordinariamente difundidas, ya que el color amarillo o rojizo de la mayor parte de las rocas se debe al hierro que contienen. Los minerales de hierro más explotados para la extracción del metal son los óxidos: *magnetita* o piedra imán (Fe_3O_4); *hematita* roja u óxido férrico anhidro (Fe_2O_3); la *hematita* perla, la *limonita* u óxido

[1] Muchas de estas sales presentan color distinto según se encuentren anhidras o hidratadas; este hecho es particularmente notable en las sales de cobalto que son rosado violáceo cuando hidratadas, y azules cuando anhidras propiedad utilizada en las tintas simpáticas y en los llamados barómetros químicos.

de hierro hidratado, de color amarillo limón (Fe_2O_3, 2 H_2O). Los sulfuros o *piritas* (S_2Fe) y el carbonato o *siderita* (CO_3Fe). Tanto esta última palabra como la de *siderurgia*, denominación de los procedimientos metalúrgicos destinados a separar el metal del mineral, derivan del griego *sideros*=hierro.

Del punto de vista biológico, el hierro desempeña una función importante en los seres vivos; en los animales, se halla combinado en la hemoglobina de la sangre, permitiendo la fijación temporaria del oxígeno, durante los fenómenos de la respiración. En los vegetales, su presencia se ha comprobado en los órganos más importantes.

229. **Metalurgia del hierro.—Su fundamento científico.—** Se basa en la reducción de los óxidos mediante el carbón (coque) a la temperatura del rojo; los minerales necesitan ser previamente calcinados (tostación), ya sea para eliminar algunas impurezas volátiles, como el H_2O o el S, o bien para transformar en óxido a otros minerales como la siderita y las piritas.

$$Fe_2O_3 \cdot 2\,H_2O + Ø \longrightarrow Fe_2O_3 + 2\,H_2O$$
$$2\,CO_3Fe + Ø \longrightarrow Fe_2O_3 + CO_2 + CO$$
$$2\,S_2Fe + 11\,O \longrightarrow Fe_2O_3 + 4\,SO_2$$

La reducción se efectúa en grandes hornos, denominados por su altura (hasta de unos 30 metros) *altos hornos;* éstos están constituídos por dos troncos de cono unidos por sus bases mayores (fig. 161). Por la abertura superior llamada *tragante* o *cargadero*, se vierte el mineral en capas alternadas con carbón, y al mismo tiempo se añaden diversas sustancias fundentes y de naturaleza diversa, según la ganga del mineral, para facilitar la formación y separación de escorias. Además integran el alto horno: el cono superior o *cuba*, el cono inferior o *etalage* y su base *obra*: debajo de la obra se halla el *crisol*, donde se reúne la fundición y la escoria. Alrededor de la obra se encuentran las *toberas*, por donde se inyecta aire sobrecalentado. Los altos hornos pueden funcionar de un modo continuo durante varios años y sólo es necesario cuidar de ir agregando mineral y combustible por la boca de carga.

Reacciones químicas que se producen en el interior del alto horno.—Por efecto de la inyección de aire sobrecalentado, el coque arde desprendiendo CO_2, el que es a su vez reducido a CO por las capas superiores de C:

$$1^{\circ} \quad C + O_2 \longrightarrow CO_2$$
$$2^{\circ} \quad CO_2 + C \longrightarrow 2\,CO$$

El CO, agente reductor por excelencia, desoxigena el mineral de hierro en la parte superior de la cuba.

$$3^{\circ} \quad Fe_2O_3 + 3\,CO \longrightarrow 3\,CO_2 + 2Fe$$

Dada la elevada temperatura que se produce al quemar el C, el hierro funde, recogiéndose en el crisol en parte libre, en parte combinado con el C; una vez eliminada la escoria, se obtiene el producto denominado *fundición* (hierro colado). Se trata de un hierro que, debido a la gran cantidad de C libre y combinado (3 a 5 %), y otros elementos que contiene (Si, P, As, S, etc.), es sumamente frágil, no es soldable ni puede forjarse, razón por la cual debe purificarse, transformándose en lo que se conoce comúnmente como *hierro dulce* o hierro descarburado.

Fig. 161.—Esquema de un alto horno.

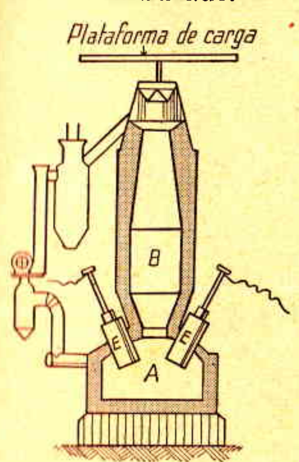


Fig. 162.—Alto horno eléctrico.

230. **Hierro dulce (0,1 a 0,5 % de C).** —Se obtiene eliminando de la fundición la casi totalidad del C y además impurezas que ésta contiene, lo que puede hacerse de dos maneras: por pudelado o por medio de los convertidores.

Pudelado de la fundición (del inglés *to puddle* — remover, agitar).—La fundición se coloca en hornos rotativos a reverbero (pág. 259), mezclada con escorias ricas en Fe_2O_3; el metal no tarda en entrar en fusión, el O del óxido y el de la llama oxidante trasforman el C en CO_2, el Si en SiO_2, que con el hierro remanente da una escoria de silicato de hierro muy fusible.

Convertidor Bessemer.—Este convertidor es una retorta en forma de pera, con revestimiento interior de material refractario silíceo, si el hierro colado contiene poco S y P (Bessemer ácido) y de CaO y MgO, si la fundición contiene mucho P (Bessemer básico). El convertidor puede girar sobre un eje horizontal, que permite inyectar dentro de la fundición líquida, por la parte inferior, una corriente de aire comprimido que oxida y quema todas las impurezas: Si, P, C, etc.; basta de veinte a veinticinco minutos para descarburar así, en un convertidor, 40 a 50 toneladas de fundición (fig. 163). Las escorias resultantes se usan en la Agricultura como abono fosfatado y con el nombre de *Escorias Thomas.*

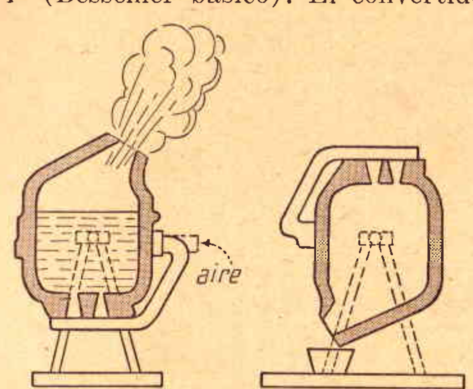


Fig. 163.—Convertidor Bessemer.

Caracteres del hierro dulce.—El hierro dulce representa al elemento Fe bajo la forma de sustancia simple. Es un metal blanco-grisáceo, muy dúctil, maleable y *el más tenaz de los metales conocidos.* Estas propiedades hacen del hierro el material indispensable para la confección de maquinarias, herramientas, esqueletos de edificios, etc. Funde alrededor de 1500º, pero antes de llegar a esta temperatura se reblandece, lo que permite moldearlo por martilleo; es lo que se conoce con el nombre de *hierro forjado.* El hierro se imanta por la corriente eléctrica, pero pierde esta propiedad al cesar el influjo magnético (diferencia con el acero).

El hierro es inalterable en frío en el aire *seco;* pero en el húmedo se cubre lentamente de una capa no adherente de *orín* o *herrumbre* (óxido férrico hidratado), que al desprenderse favorece la oxidación progresiva e interna de la masa del hierro. Las numerosas aplicaciones del hierro en la industria han hecho buscar los medios necesarios para preservarlo de esta acción, ya sea utilizando pinturas especiales denominadas antioxidantes o anticorrosivas, o bien recubriéndolo con capas delgadas de un metal menos oxidable, como el Sn (hierro estañado u *hojalata)* o el Zn *(hierro galvanizado).*

231. Aceros.—El acero es hierro que contiene una proporción de C comprendida entre 0,5 a 1,5 %, y la aleación resultante adquiere, bajo ciertas condiciones, propiedades especiales: es

INDUSTRIA DEL ACERO

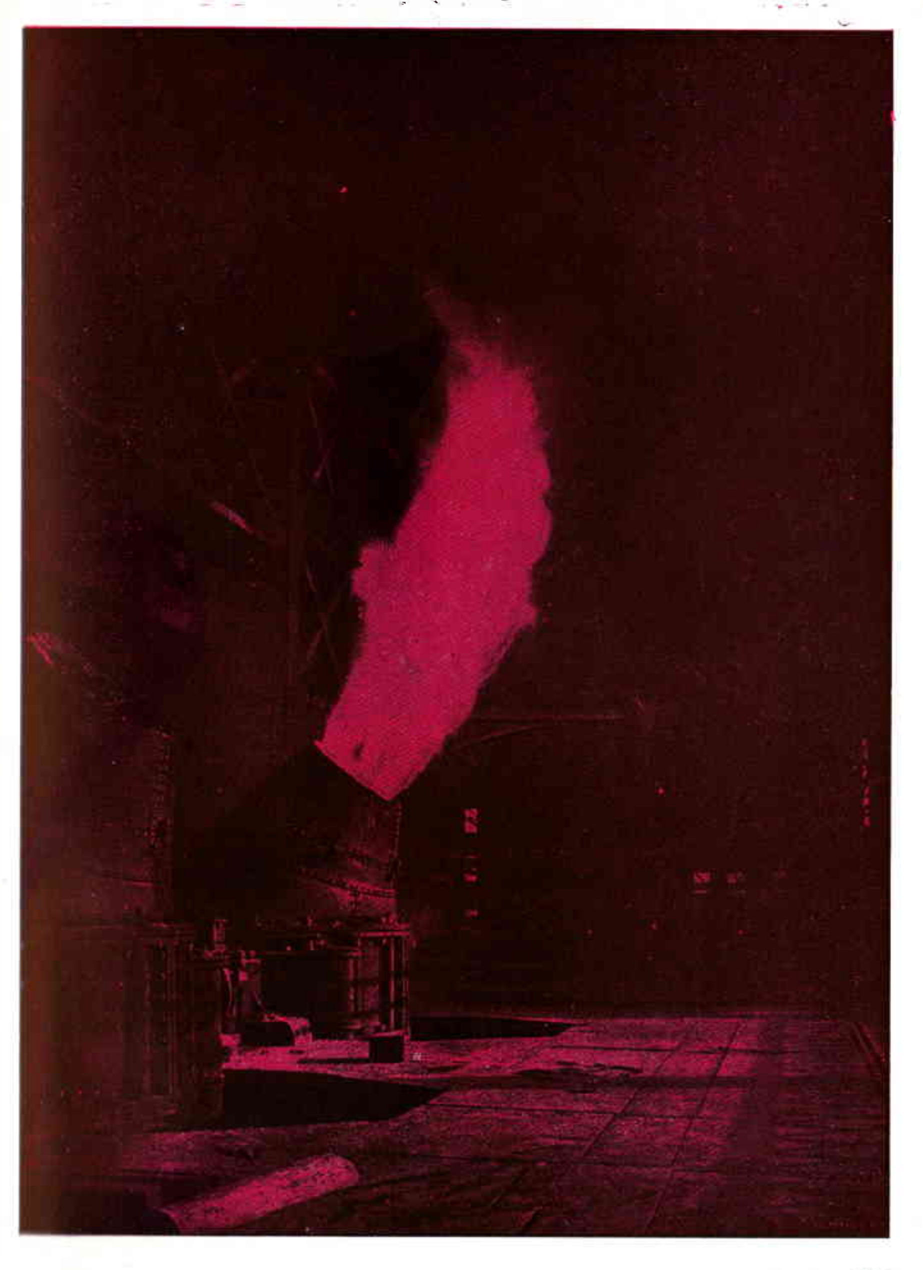


Lámina VII

Convertidores Bessemer de la Lackawanne Steel Co. de Buffalo (Nueva York, E. Unidos)

más dúctil y maleable y goza de la propiedad característica de adquirir gran dureza y elasticidad cuando se somete al *temple* (ver luego).

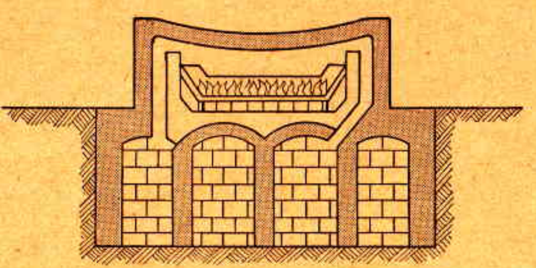
Para obtener el acero se utilizan algunos de los tres procedimientos siguientes:

1º—*En el convertidor de Bessemer.* Se parte del hierro colado, en estado de fusión, que se descarbura *parcialmente* mediante una corriente de aire inyectado, hasta obtener un porcentaje determinado de C.

2º. *Por cementación.* Consiste en carburar el hierro dulce a altas temperaturas, pero sin llegar a la fusión, mezclándolo con C en polvo.

3º. *Por el procedimiento de Siemens-Martín.* Suministra acero de la mejor calidad; consiste en fundir hierro dulce y fundición, en hornos especiales (generalmente eléctricos) y en proporciones adecuadas (fig. 164).

La adición de ciertos metales modifica, mejorando, algunas de sus propiedades; así, por ejemplo: la adición de Ni y Cr en pequeñas proporciones, constituye acero al *cromo-níquel*, que goza de la propiedad de ser inoxidable; el acero al tungsteno es uno de los más duros que se conoce; el acero al Mn aumenta su tenacidad, etc.


Fig. 164.—Horno Siemens-Martín.

Las propiedades características de los aceros son la gran *dureza* y *elasticidad*, que adquieren cuando se los somete a la operación llamada el *temple*. Para templar un acero, se lo calienta fuertemente (600° a 900°) y se enfría luego en forma brusca, sumergiéndolo en líquidos fríos de distinta naturaleza: agua con 2 % de ácido, agua con nitratos alcalinos, aceites minerales, aceite de colza, etc. [1]

El acero es también magnético, como el hierro dulce, pero con la diferencia de que conserva la imantación durante un cierto tiempo.

Todas las propiedades ya citadas hacen del acero un elemento insustituíble en la industria moderna, especialmente en lo que se refiere a la construcción de máquinas y herramientas.

[1] Al calentar fuertemente el acero se producen modificaciones en su estructura microcristalina que resulta así muy distinta a la que poseía en frío; al enfriarlo luego bruscamente, se mantiene la textura que poseía a la temperatura de temple, adquiriendo por este hecho, las propiedades de dureza y elasticidad.

232. Compuestos ferrosos y férricos.—El hierro, como puede funcionar con dos o tres valencias, da respectivamente dos clases de combinaciones: ferrosas (Fe^{++}) y férricas (Fe^{+++}) Ejemplos:

$$Fe = O \qquad \qquad \begin{matrix} Fe\overset{\diagup\!\!\diagup O}{\diagdown} \\ O \\ Fe\overset{\diagup}{\diagdown\!\!\diagdown O} \end{matrix}$$

óxido ferroso — óxido férrico

a) *Sales ferrosas.*—Son las que derivan del Fe O.

Sulfato ferroso SO_4Fe, vitriolo verde, es la más importante de todas las sales ferrosas por su aplicación en la industria de las tintas, como desinfectante y para combatir ciertas plagas de los vegetales.

Las sales ferrosas son en general solubles en H_2O, a la que comunican un color verde característico. Se oxidan fácilmente, aun en contacto con el O del aire, transformándose en sales férricas. Por esta razón las sales ferrosas son sustancias *reductoras.*

$$\underset{\text{(Sales ferrosas)}}{Fe^{++}} + \text{oxidantes} \rightarrow \underset{\text{(Sales férricas)}}{Fe^{+++}}$$

Reconocimiento de las sales ferrosas. 1º— Las sales ferrosas con ferricianuro potásico (prusiato rojo) dan un precipitado azul intenso, denominado azul de Turnbull.

2º. — Con el sulfocianuro potásico no dan coloración (diferencia con sal férrica; ver más adelante).

b) *Sales férricas.*—Derivan del Fe_2O_3; el cloruro férrico (Cl_3Fe), es la sal más importante, usada en Medicina como hemostático, y en la industria de la tintorería, como mordiente. En general son de color amarillo rojizo y se obtienen fácilmente en el laboratorio por oxidación de una sal ferrosa con oxidantes apropiados: agua de cloro, agua de bromo, ácido nítrico, etc. Las sales férricas son sustancias *oxidantes,* pues reaccionan con los reductores pasando a sales ferrosas. En el pasaje de sales ferrosas a férricas, hay un *cambio de valencia* (Fe bivalente positivo a hierro, trivalente positivo), que es la característica general de todas las reacciones de óxido-reducción (ver pág. 338).

$$\underset{\text{(Sales férricas)}}{Fe^{+++}} + \text{reductores} \rightarrow \underset{\text{(Sales ferrosas)}}{Fe^{++}}$$

Reconocimiento de las sales férricas. 1º—Las sales férricas con un hidróxido alcalino o con el amoníaco, dan un precipitado rojo ladrillo de hidróxido férrico.

$$Cl_3Fe + 3\ Na(OH) \longrightarrow Fe(OH)_3 \downarrow + 3\ ClNa$$

2º—Las sales férricas con sulfocianuro potásico, dan un color rojo sangre de sulfocianuro férrico, reacción sensibilísima, que permite apreciar la presencia de ión férrico en soluciones muy diluídas.

3º—Con ferrocianuro de potasio (prusiato amarillo) dan una precipitado azul intenso, llamado azul de Prusia.

EXPERIMENTOS

1º—Exhibir los minerales de hierro siguientes: magnetita, hematita, limonita, pirita y siderita. Observar en cada caso el color típico de los minerales, su forma cristalográfica (en particular la pirita), su densidad elevada, etc. Mostrar trozos de fundición, hierro dulce y aceros, comprobando en cada caso sus propiedades específicas.

2º—*Obtención de una sal ferrosa.*—Colocar en un tubo de ensayo limaduras de hierro y ácido clorhídrico diluído 1:1; observar el desprendimiento de H caracterizándolo convenientemente: recoger el gas en un tubo invertido y acercarlo a una llama; filtrar el contenido del tubo y reconocer la sal ferrosa formada por el color verde y por la acción de los reactivos especiales ya consignados (pág. 284). Interpretar la reacción química: 2 HCl + Fe ⟶ . . .

3º—*Obtención de una sal férrica por oxidación de una sal ferrosa.*—En dos tubos de ensayo, colóquese la solución de cloruro ferroso obtenida en la experiencia Nº 2, y oxídese mediante el agregado de unas gotas de agua de cloro o agua de bromo.

Reconocer por el color y en uno de los tubos por adición de sulfocianuro de potasio, la formación de la sal férrica.

4º—*Reducción de una sal férrica a ferrosa.*—En los dos tubos de la experiencia anterior, conteniendo uno de ellos el cloruro férrico y en el otro sulfocianuro férrico, agregarles magnesio en polvo; reconocer por la acción reductora del H naciente (originado al contacto del Mg sobre el H_2O), la transformación de la sal férrica en ferrosa en los tubos: en el primero viraje, del rojo al verde; en el segundo, decoloración del sulfocianuro férrico rojo sangre, a sulfocianuro ferroso incoloro.

5º.—*Sensibilidad de la reacción del sulfocianuro férrico.*—En una probeta adecuada, conteniendo un volumen grande de agua destilada, agregar unas gotas de solución concentrada de cloruro férrico, agitar convenientemente, volcar casi la totalidad del líquido y completar con agua destilada hasta el volumen primitivo; el agua es ya incolora. Adicionar unas gotas de sulfocianuro de potasio, y, por la intensidad del color rojo obtenido, deducir la gran sensibilidad de esta reacción química.

CUESTIONARIO

1.—¿Por qué razón el siglo XX ha sido denominado el siglo del acero y del hormigón armado?

2.—¿Por qué no existe hierro en estado libre en la superficie de la Tierra, y en grandes cantidades?

3.—El análisis de un hierro oxidado indica que contiene: 61.59 % de hierro. ¿A cuál de los minerales corresponde?

4.—¿Cuántas toneladas de coque (98 %de C) serán necesarias para reducir 100 toneladas de magnetita (72 % de Fe)?

5.—¿Qué diferencia existe entre la fundición gris, hierro dulce y acero?

6.—¿Por qué se utilizan las escorias Thomas como abonos en la agricultura?

7.—El temple del acero ¿es una propiedad física o química y por qué?

8.—¿Qué ventajas poseen sobre el acero común, los aceros especiales?

9.—Por el color ¿cómo se diferencia una sal ferrosa de una sal férrica? ¿Cuál de las dos sales es la más estable?

10.—¿Cuál es la reacción más sensible de las sales férricas?

11.—¿Por qué razón las piezas de hierro que deben permanecer a la intemperie necesitan estar recubiertas con pinturas especiales?

12.—¿Por qué el ácido sulfúrico concentrado se transporta en tanques y tambores de hierro sin inconvenientes?

CAPÍTULO XXI

METALES TÉRREOS TRIVALENTES

ALUMINIO

Estado natural. — Preparación. — Propiedades. — Usos. — Aleaciones. — Aluminotermia. — Sales de aluminio. — Reconocimiento de las sales de aluminio. — Experimentos. — Cuestionario.

233. Estado natural.—El aluminio constituye junto con el hierro, uno de los metales más importantes. No se encuentra libre en la corteza terrestre, pero sí son abundantes sus combinaciones como los óxidos,hidróxidos y silicatos, que toman distintas denominaciones de acuerdo a sus propiedades particulares:

1° En estado de *óxido* o *alúmina* Al_2O_3 constituye el *corindón;* si es de color rojo se llama *rubí;* si es azul, *zafiro;* si violeta, *amatista;* si amarillo, *topacio* y si verde, *esmeralda.* El *esmeril* es alúmina teñida de negro por óxido de hierro, y, que, por su dureza, se emplea para pulir cuerpos duros como los vidrios y aceros.

2° En estado de *hidróxido* forma varios compuestos; el más importante es la *bauxita,* que lleva ese nombre por ser muy abundante en la localidad de Baux (Francia), su fórmula es: Al_2O_3, $2H_2O$.

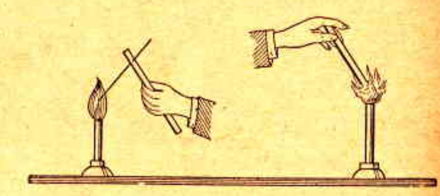
3° En estado de *silicatos,* constituye un gran número de minerales muy abundantes: arcillas, caolín, feldespatos, micas. Otro mineral de aluminio que se utiliza para su extracción, es la *criolita* (fluoruro doble de aluminio y sodio F_3Al, $3FNa$).

234. Preparación.—Para la extracción del aluminio de sus minerales, se utiliza el método electrolítico y se emplea para ello un horno eléctrico en el cual se introduce una mezcla de bauxita y criolita; cuando la masa se funde, se hace pasar la corriente eléctrica por intermedio de un ánodo, constituído por varios cilindros de carbón, siendo el cátodo una placa de hierro (fig. 165). Por efecto de la corriente eléctrica la bauxita se descompone, el O se desprende en el ánodo, y el aluminio fundido se acumula sobre el fondo de la cuba o cátodo, por donde se lo extrae.

235. Propiedades. — Es un metal blanco ligeramente azulado, funde a 660° y su densidad es 2'58; es, pues, a volúmenes iguales, más liviano que el vidrio y cuatro veces más que la plata.

Fig. 165.—Obtención electrolítica del aluminio.

El aluminio es muy dúctil y maleable, pudiendo obtenerse hilos y hojas tan delgadas como las del oro y la plata. Es buen conductor del calor y electricidad, por lo que es muy empleado en la confección de distintos utensilios de cocina, alambiques, etc. Al aire libre se recubre de una ligerísima capa de óxido, que preserva al metal de una oxidación ulterior. Si se calienta a la llama de un pico de Bunsen, un alambre de aluminio, éste funde sin arder, debido a la capa superficial de óxido que impide la combustión; pero, en polvo, el aluminio se inflama, arde con llama vivísima y desarrolla muchísimo calor (fig. 166).


Fgi. 166.—Combustión del aluminio.

El Cl, Br, y el I lo atacan enérgicamente; se disuelve fácilmente en el HCl:

$$2\ Al + 6\ HCl \longrightarrow 2\ Cl_3Al + 3\ H_2$$

El ácido sulfúrico y el ácido nítrico lo atacan difícilmente, pero, en cambio los hidróxidos de Na o de K lo disuelven con facilidad con formación de *aluminatos* y desprendimiento de hidrógeno.

$$2\ Al + 2\ NaOH + 2\ H_2O \longrightarrow 2\ AlO_2Na + 3\ H_2$$

Si el aluminio se utiliza en polvo fino, la reacción es sumamente enérgica, y el desprendimiento de calor producido, determina la vaporización brusca de una cierta cantidad de agua.

Los carbonatos alcalinos reaccionan de idéntica manera, pero con actividad menor, por eso debe evitarse hervir soluciones de carbonato de sodio en los utensilios de cocina, para su limpieza.

En todas sus combinaciones el Al actúa como trivalente.

236. Usos.—Se emplea en la confección de gran cantidad de objetos para uso doméstico, aparatos de óptica: telescopios, anteojos de teatro, etc. Reducido a polvo se usa en pinturas para proteger de la corrosión a otros metales. El aluminio se emplea extensamente en la preparación de aleaciones, (aleaciones livianas), y en el procedimiento de reducción denominado aluminotermia.

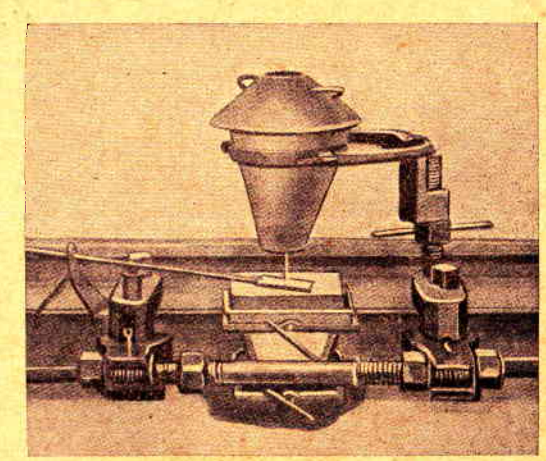
237. Aleaciones.—El aluminio, fundido con otros metales y en proporciones determinadas, constituye aleaciones de gran valor industrial. Así el *duraluminio:* aluminio conteniendo 4 % de Cu, 1 % de Mg, empleado extensamente en la aeronáutica moderna; es una aleación sumamente liviana y de gran resistencia, lo que ha permitido desplazar totalmente a la madera en la construcción de grandes aeronaves: aeroplanos multimotores y dirigibles.

El *magnalio* (95% de aluminio y 5% de Mg) y el *bronce de aluminio* (Cu conteniendo de 5 a 12 % de Al), es aleación sumamente resistente a la corrosión química.

238. Aluminotermia.—Es el procedimiento por el cual se extraen metales reduciendo sus óxidos por el aluminio en polvo. Si se mezcla óxido férrico y aluminio en polvo, y se enciende la masa con una cinta de magnesio, el aluminio al arder se apodera del O del óxido, dejando el metal en libertad:

$$Fe_2O_3 + 2\ Al \longrightarrow Al_2O_3 + 2\ Fe$$

El calor desarrollado es tan grande (3000° C.) que el metal se separa en estado líquido. La mezcla de aluminio y óxido de hierro se denomina *termita,* y, se lo usa extensamente para soldar rieles, tubos y otros objetos similares (fig. 167).


Fig. 167.—Soldadura de un riel con la termita.

239. Sales de aluminio; los alumbres. Del aluminio ya se mencionaron los silicatos, que en la naturaleza constituyen los feldespatos, micas, arcillas, caolines, etc. Pero la sal más importante, por sus aplicaciones en la industria (en la tintura de los tejidos, en el curtido de las pieles, etc.), es el *alumbre.* Este compuesto es un representante de las llamadas *sales dobles:* es un sulfato alumínico-potásico.

A su vez esta sal pertenece a una familia denominada de los *alumbres* (aun en el caso de no estar presente el Al), cuya propiedad característica es la de ser *isomorfos* (ver pág. 35), es decir, cristalizan todos en el mismo sistema y forma (en este caso en octaedros) y poseen la misma constitución química. Los alumbres son sulfatos dobles en los que el aluminio puede ser reemplazado por otro metal trivalente como el Fe o el Cr, mientras que el potasio puede substituirse por otro catión alcalino como el amonio. He aquí la fórmula de algunos alumbres:

$(SO_4)_3\ Al_2,\ SO_4\ K_2,\ 24H_2O$	(Alumbre ordinario)
$(SO_4)_3\ Al_2,\ SO_4\ (NH_4)_2,\ 24H_2O$	(Alumbre de amonio)
$(SO_4)_3\ Cr_2,\ SO_4\ K_2,\ 24H_2O$	(Alumbre de cromo)
$(SO_4)_3\ Fe_2,\ SO_4\ (NH_4)_2,\ 24H_2O$	(Alumbre de hierro)

240. Reconocimiento de las sales de aluminio.—1º Con el amoníaco (NH_3) dan un precipitado blanco gelatinoso de $Al(OH)_3$, insoluble en exceso de reactivo.

2º Con el hidróxido de sodio dan también un precipitado de $Al(OH)_3$, pero soluble en exceso de $Na(OH)$ por formación de *aluminato*. El hidróxido de Al (como el de Zn, Pb, etc.) es un ejemplo de *hidróxido anfótero*, pues frente a los ácidos es una base que forma sales y frente a las bases funciona como ácido dando los aluminatos.

a) acción de los ácidos

$$Al\,(OH)_3 + {}_3ClH \longrightarrow Cl_3\,Al + {}_3H_2O$$

b) acción de las bases

$$Al\,(OH)_3 + HONa \longrightarrow Al\,O_2Na + {}_2H_2O$$

EXPERIMENTOS

1.—*Acción de los ácidos y de los hidróxidos sobre el aluminio.*

a) Colocar en un tubo de ensayo Al en polvo, y atacarlo con los ácidos: HCl, SO_4H_2 y NO_3H; observar la intensidad de ataque en el primer tubo, la débil reacción en el segundo, y la ausencia de desprendimiento de H en el tubo, con NO_3H; explicar e interpretar las reacciones correspondientes.

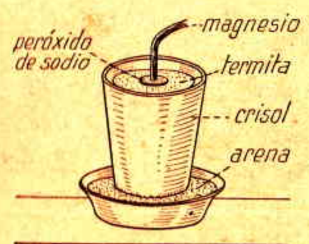


Fig. 168.—Aluminotermia.

b) En otro tubo de ensayo, atacar Al en polvo con Na (OH) en caliente; observar la disolución del Al con formación de aluminato sódico, y el desprendimiento de H; interpretar la reacción química producida.

2.—*Aluminotermia.*—Mezclar en un crisol adecuado partes iguales de polvo de aluminio con óxido férrico (utilizar por su extrema división el óxido de hierro, que, en el comercio, se conoce con el nombre de minio de hierro o rojo inglés); esta mezcla

se denomina *termita*. Disponer el crisol sobre un plato de arena, y en el centro de la termita disponer la mezcla para la ignición, constituída por peróxido de sodio y un trozo de cinta de magnesio, de acuerdo con el siguiente esquema (fig. 168). Inflamar el magnesio, observar la combustión de toda la masa y la fusión del Fe por la alta temperatura producida.

3.—*Cristalización de alumbres e isomorfismo.*—Ver los experimentos de la página 42.

4.—*Reconocimiento de las sales de aluminio.*—En dos tubos de ensayo colocar soluciones de alumbre; agregar al primero amoníaco y al segundo cantidad suficiente de hidróxido de sodio, hasta redisolución del precipitado, comprobando en el primer tubo la formación del hidróxido de aluminio, y en segundo la del aluminato de sodio; interpretar en ambos casos las reacciones producidas.

CUESTIONARIO

1.—¿Cuáles son las principales ventajas del aluminio en la fabricación de artículos de menaje?
2.—¿Por qué razón el precio del aluminio en el mercado mundial depende del valor de la corriente eléctrica?
3.—¿Qué diferencias existen entre el hierro y el aluminio, cuando se los exponen al aire ambiente?
4.—¿En qué propiedad del aluminio se basa la aluminotermia?
5.—¿Cuáles son las ventajas de la termita?
6.—De las aleaciones del aluminio, ¿cuál se utiliza con preferencia en la aeronáutica moderna y por qué?
7.—¿Por qué los alumbres son isomorfos?
8.—¿Qué son los hidróxidos anfóteros?

CAPÍTULO XXII

METALES ALCALINO-TÉRREOS: Ca, Ba, Sr. — METALES ALCALINOS BIVALENTES: Mg.

Metales alcalinotérreos: Calcio, estado natural. — Compuesto de calcio más importantes.—Bario y sus compuestos.—Estroncio y sus compuestos.—Experimentos.—Cuestionario.—*Metales alcalinos bivalentes: Magnesio y sus compuestos.*

241. Metales alcalino-térreos.—Son los metales Ca, Ba, Sr, así llamados por formar álcalis con el agua y figurar en la composición del suelo terrestre; son divalentes, en general forman un solo óxido con el O y se distinguen de los metales alcalinos en la insolubilidad de sus carbonatos.

CALCIO

242. Generalidades.—No se encuentra libre en la naturaleza, pero abunda combinado, constituyendo minerales importantes: mármol, creta, espato de Islandia (carbonatos), yeso (sulfato), fluorita (fluoruro), etc.

Se obtiene por electrólisis de una mezcla de cloruro y fluoruro de calcio fundido, con ánodo de grafito y cátodo de hierro: el metal se deposita sobre este último.

Es blanco brillante, maleable y dúctil; al aire seco no se altera, pero en el aire húmedo se oxida transformándose en hidróxido.

Como los metales alcalinos, descompone el agua en frío desprendiendo hidrógeno:

$$Ca + 2\ H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2$$

243. Compuestos de calcio más importantes.—El calcio da origen a una sola clase de sales, llamadas cálcicas, en las que el metal funciona como divalente.

Los compuestos más importantes son: óxido, hidróxido, carbonato, sulfato, fosfato, carburo de calcio.

$Ca = O$	$Ca(OH)_2$	CO_3Ca	SO_4Ca
óxido de calcio,	hidróxido de calcio,	carbonato de calcio,	sulfato de calcio.

$(PO_4)_2Ca_3$	C_2Ca
fosfato tricálcico	carburo de calcio.

Óxido e hidróxido cálcico.—El óxido cálcico, conocido ordinariamente con el nombre de *cal viva,* se prepara en grandes cantidades calcinando la piedra caliza (CO_3Ca natural).

$$CO_3Ca \longrightarrow CO_2 + CaO$$

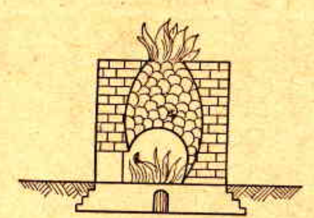


Fig. 169.—Horno intermitente para la fabricación de la cal.

La operación se efectúa en hornos continuos, en los que constantemente cae por la parte superior piedra caliza que va poco a poco descendiendo y perdiendo su CO_2, desprendimiento que es total en la parte inferior del horno, en la que alcanza una temperatura de 1200° a 1500°: la cal viva se extrae por la parte inferior (figs. 169-170).

Se presenta en masas blancas amorfas, muy ávidas de agua, originando con ésta *hidróxido de calcio o cal apagada,* reacción fuertemente exotérmica:

$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$

En el laboratorio se usa el hidróxido de calcio disuelto *(agua de cal),* siendo también muy frecuente usar una papilla o suspensión acuosa *(lechada de cal).*

Las aplicaciones de la cal viva y apagada son numerosas y muy importantes, pues, aparte de servir para la preparación de otros compuestos químicos (amoníaco, soda, carburo de calcio, etc.), son indispensables como materiales de construcción (morteros, cales hidráulicas y cemento). Mezclada con arena forma la *argamasa* o *mortero,* que se usa para unir los ladrillos y piedras de construcción, y revestirlos con revoques del mismo material; el endurecimiento de éste, que es progresivo a medida que transcurre el tiempo, es debido a que el CaO se carbonata; la

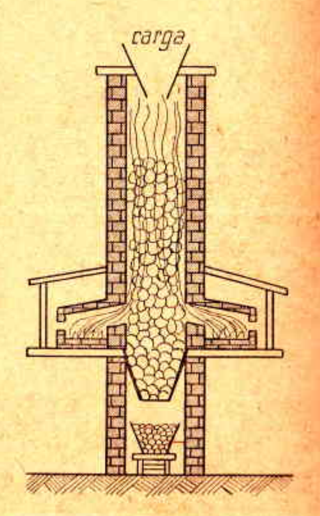
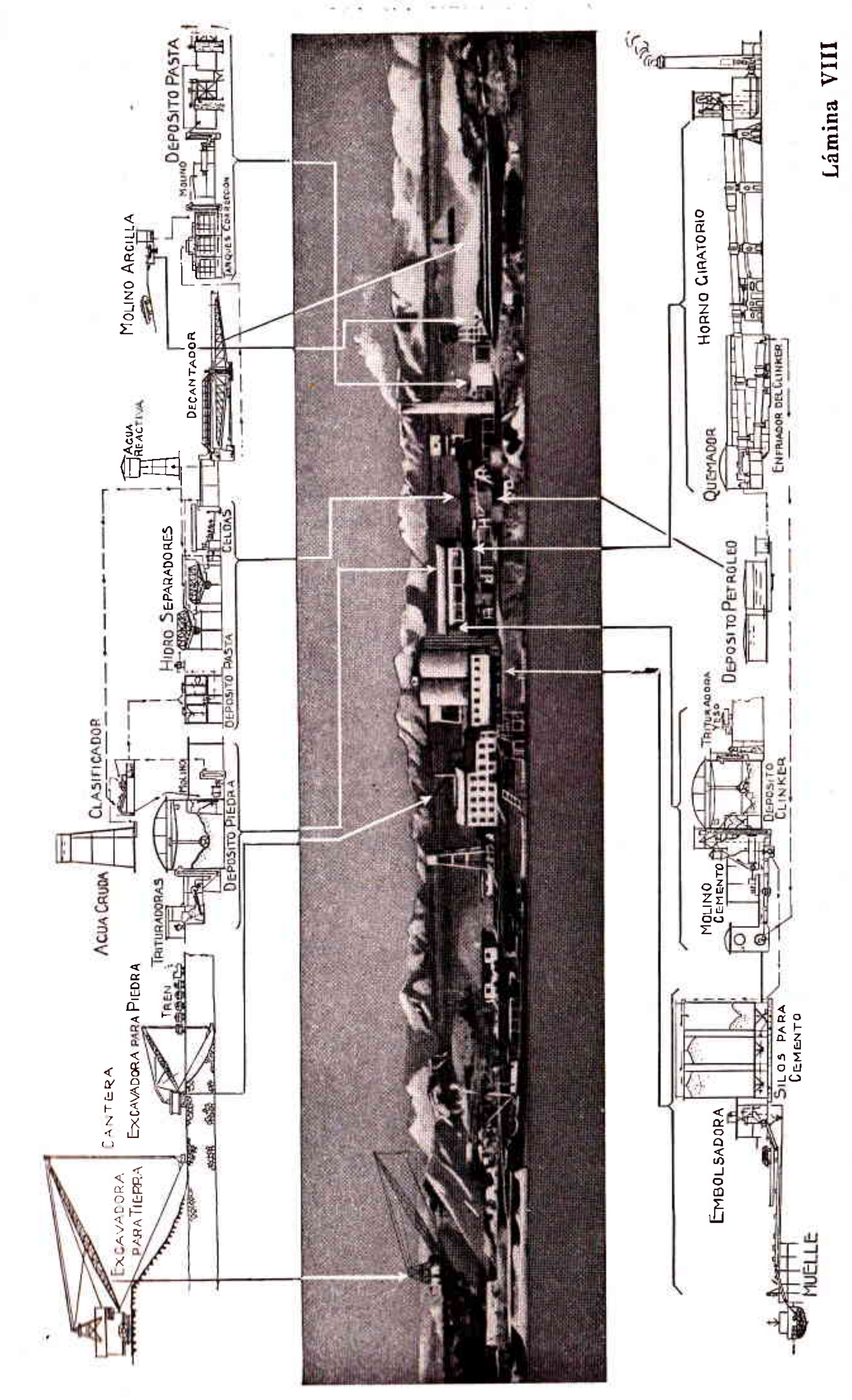


Fig. 170.— Horno continuo.

Lámina VIII



Vista general y corte longitudinal de la fábrica del cemento portland "San Martín", en Paraná, Entre Ríos

arena interpuesta no tiene otro papel que esponjar la masa, y facilitar el acceso del CO_2 a las partes profundas del material.

Cales hidráulicas y cementos.—Si en la cocción anterior se utilizan calcáreos con 10 a 30 % de arcilla, se forman silicatos y aluminatos básicos de calcio, y el producto resultante constituye las *cales hidráulicas* que tienen la propiedad de endurecerse en el agua (fraguado); se consolidan después de varios días, adquiriendo poco a poco gran dureza.

Los *cementos* son también sílicos-aluminatos de calcio que se preparan calcinando, a una temperatura muy elevada, (1500°) una mezcla de caliza y arcilla, esta última en proporción mayor que en las cales hidráulicas (30 a 60 %) (fig. 171). El producto de la fusión, formado por masas irregulares denominadas *clinker*, se pulveriza hasta polvo impalpable en molinos especiales, constituyendo así el cemento, que se presenta, por lo general, en forma de polvo gris, que tiene la propiedad de fraguar o endurecerse por la acción del agua en forma rápida, y a veces instantánea. En la República Argentina, aprovechando los grandes yacimientos naturales de caliza y arcilla, se han instalado importantes fábricas de cemento Portland, que fabrican un producto que goza de un gran concepto en la industria por sus excelentes propiedades (cemento San Martín, Loma Negra, etc.).

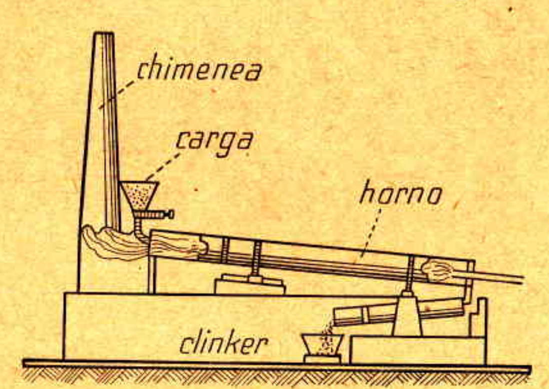
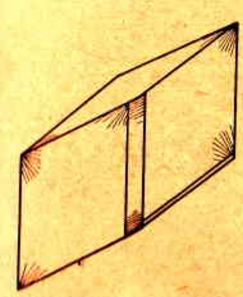


Fig. 171.—Fabricación del cemento.


Fig. 172.—Cristal de sulfato cálcico.

Carbonato de calcio CO_3Ca.—Se presenta abundante en la naturaleza en forma variada: bien cristalizado en el sistema romboédrico (espato de Islandia), bien en masas semicristalinas (mármoles), bien amorfo, constituyendo masas de diversa pureza como la creta, piedra caliza, etc. Forma parte también de los aparatos de sostén o de protección de ciertos animales (corales, conchas de moluscos diversos, etcétera).

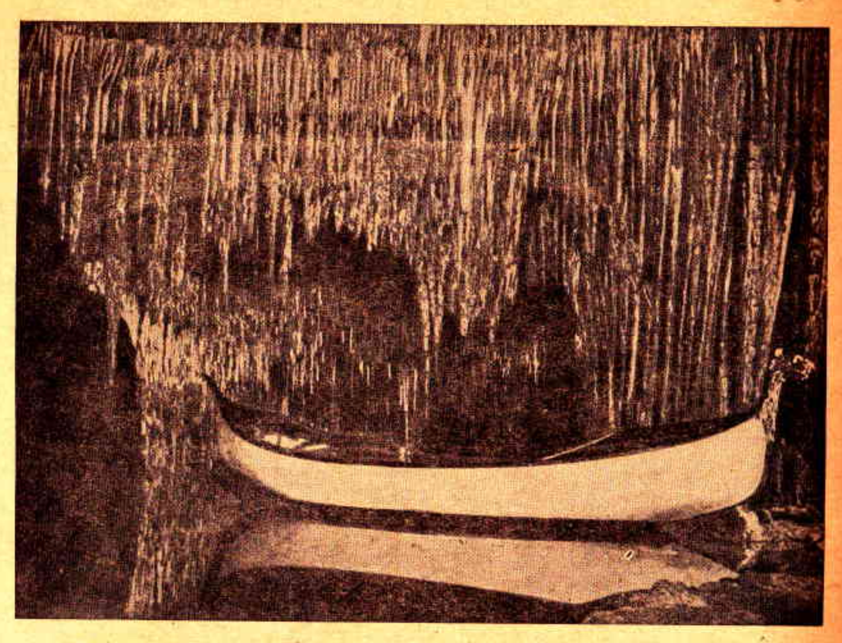


Fig. 173.—Estalactitas y estalagmitas en una gruta.

En el laboratorio se lo obtiene haciendo burbujear una corriente de CO_2 sobre hidróxido de calcio; si persiste la acción del gas se forma bicarbonato de calcio soluble:

$$CO_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CO_3Ca + H_2O$$
$$CO_3Ca + CO_2 + H_2O \longrightarrow (CO_3H)_2Ca$$

La existencia del calcio en las aguas freáticas se debe a que las aguas de infiltración arrastran CO_2 del aire, y forman al atravesar terrenos calcáreos, bicarbonato de calcio soluble, que se incorpora a las napas de agua subterráneas. Si el agua que tiene disuelto el CO_3Ca se filtra entre las rocas, forma incrustaciones denominadas estalactitas y estalagmitas, fenómeno que en algunas grutas adquiere una belleza incomparable por sus caprichosas formas (fig. 173).

El carbonato de calcio tiene numerosas aplicaciones: el espato de Islandia en ciertos aparatos de física; el mármol en construcciones o para ornatos; la piedra caliza para fabricar compuestos cálcicos, vidrios, cemento; y la creta para limpieza de metales y vidrios.

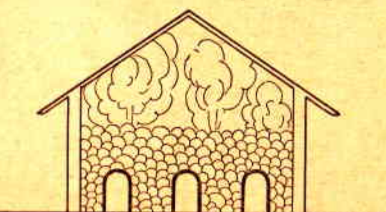


Fig. 174.—Horno para la cocción del yeso.

Sulfato de calcio SO_4Ca.—Existe en la naturaleza en estado de anhidro (anhidrita), o bien con dos moléculas de agua de cristalización SO_4Ca, 2 H_2O, constituyendo el *yeso* (fig. 172). Calcinando este último, a una temperatura que no pase de unos 130º C. pierde 1½ moléculas de agua, y se transforma en *yeso cocido* o *yeso de París*, SO_4Ca, ½ H_2O (cocción del yeso, figura 174).

Este producto pulverizado tiene la propiedad de que amasado con agua fragua rápidamente, y se endurece al recobrar el agua de cristalización, por lo que se aprovecha en construcciones, para obtener moldes en el vaciado de metales, y en la preparación de estuco mezclado con cola.

Fosfato de calcio. Abonos fosfatados.—El fosfato de calcio $(PO_4)_2Ca_3$ o fosfato tricálcico es muy abundante en la naturaleza: constituye el mineral denominado *fosforita* y en pequeña cantidad lo contienen las tierras de cultivo. Además, es la sustancia fundamental del esqueleto óseo de los vertebrados.

Es insoluble en agua, y por lo tanto no es directamente asimilable por las plantas; los jugos ácidos segregados por las raíces de los vegetales, lo transforman en fosfatos ácidos de calcio solubles, siendo así absorbidos. Por su papel en la alimentación de los vegetales es importante adicionar a las tierras empobrecidas por el cultivo, abonos fosfatados o bien las *escorias Thomas,* producto obtenido en la metalurgia del hierro (ver pág. 191).

Carburo de calcio $\begin{matrix}C\\|||\\C\end{matrix}\!>Ca$.—Este producto llamado vulgarmente "carburo", de tanta importancia industrial, se prepara sometiendo a la elevada temperatura del horno eléctrico, una mezcla íntima de cal viva y coque pulverizado; la reacción es la siguiente:

$$3\,C + CaO \rightarrow CO + \begin{matrix}C\\|||\\C\end{matrix}\!>Ca$$

Se presenta en masas grises, duras, que por la acción del agua desprende acetileno (gas combustible); por esta propiedad tiene importancia industrial.

$$\begin{matrix}C\\|||\\C\end{matrix}\!>Ca + {}_2H_2O \longrightarrow \underset{\text{acetileno}}{\begin{matrix}CH\\|||\\CH\end{matrix}} + (HO)_2\,Ca$$

244. Bario y sus compuestos.—Es un metal que no se encuentra libre; sus minerales son bastante abundantes en la naturaleza, como el sulfato

llamado *baritina* o espato pesado (por ser de elevado peso específico), y el carbonato o *witherita*.

El metal se obtiene por electrólisis, de un modo semejante al calcio, al cual se parece mucho en sus propiedades. No tiene aplicaciones.

Sus compuestos más importantes son:

$$BaO \text{ ó } Ba{=}O \quad , \quad BaO_2 \text{ ó } Ba\langle{}^{O}_{O}\rangle \quad , \quad Ba(OH)_2 \text{ ó } Ba\langle{}^{OH}_{OH}$$

óxido de bario — bióxido de bario — hidróxido de bario

y de sus sales, el cloruro de bario Cl_2Ba, nitrato $(NO_3)_2Ba$, sulfato SO_4Ba, carbonato CO_3Ba.

El óxido de bario o *barita anhidra* se obtiene por la calcinación del nitrato; tiene gran afinidad para el agua: cuando se echan algunas gotas en la barita anhidra, se produce una gran elevación de temperatura, y se oye un ruido análogo al que produce un hierro enrojecido sumergido en el agua (semejanza con el calcio), formando el hidróxido de bario $Ba(OH)_2$ bastante soluble (agua de barita).

El *sulfato de bario* es una sal casi insoluble en el agua, que se encuentra en la naturaleza, o bien puede formarse por doble descomposición:

$$Cl_2Ba + SO_4Na_2 \rightarrow 2\,ClNa + SO_4Ba\downarrow$$

El sulfato de bario (a causa del valor elevado del peso atómico del Ba) es opaco a los rayos X, y como no es tóxico, se lo utiliza frecuentemente en los exámenes radiográficos del tubo digestivo. El producto industrial se emplea en pinturas con los nombres de *blanco fijo* y *litophón* (mezcla de SO_4Ba y SZn).

245. Estroncio y sus compuestos.—El estroncio es un elemento poco importante, y muy análogo al calcio; su combinación natural más importante es el carbonato CO_3Sr (estroncita). Los compuestos de estroncio dan a la llama una magnífica coloración roja, por lo que, se los emplea en pirotecnia para fabricar luces de bengala.

EXPERIMENTOS

1.—Exhibir los minerales siguientes: Calcita, mármoles, calizas, creta, yeso, fluorita, estudiando sus principales propiedades mineralógicas.

2.—Calcinar fuertemente un trozo de caliza, y transformarlo en óxido; diluir en agua el óxido formado, filtrar la solución obtenida, y con el agua de cal efectuar las siguientes reacciones:

a) Comprobar la reacción alcalina por adición de unas gotas de fenolftaleína.

b) Hacer burbujear una corriente de CO_2; verificar la precipitación de CO_3Ca y su transformación en $(CO_3H)_2Ca$ soluble. Esta reacción se simplifica si en lugar de CO_2 se emplea aire espirado. Interpretar las reacciones químicas.

3.—*Vaciado de medallas.* Tome una moneda o una medalla, límpiela bien con cepillo y jabón; luego engrase bien la cara que se desea moldear, rodee la medalla con una tira de cartón, y vierta, poco a poco, la pasta semiflúida de yeso; sople fuertemente a fin de quitar todas las burbujas de aire que se producen al verter el yeso. Deje secar, quítese la medalla, la cual aparecerá grabada en el yeso como bajorrelieve (fig. 175).

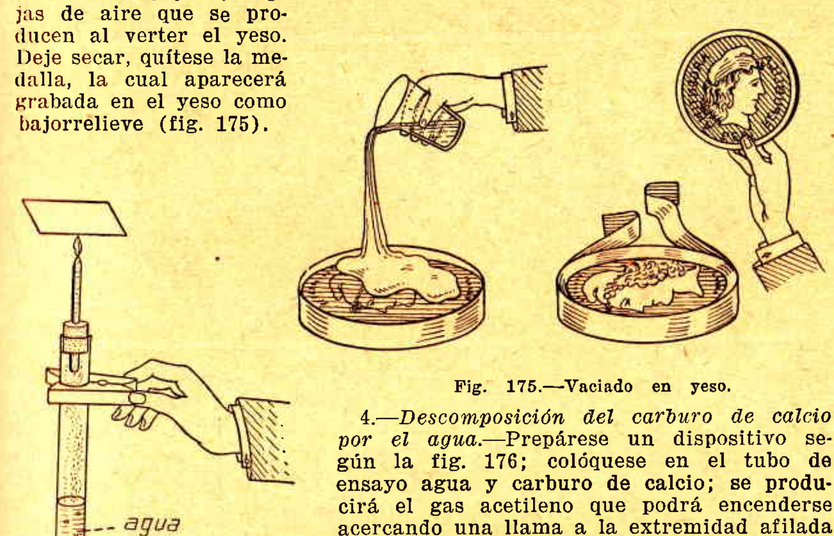


Fig. 175.—Vaciado en yeso.

Fig. 176—Descomposición del carburo de calcio por el agua.

4.—*Descomposición del carburo de calcio por el agua.*—Prepárese un dispositivo según la fig. 176; colóquese en el tubo de ensayo agua y carburo de calcio; se producirá el gas acetileno que podrá encenderse acercando una llama a la extremidad afilada del tubo, dejando burbujear previamente, a fin de que el gas desaloje todo el aire que contenía. Interpretar la reacción química producida, comprobando, con la fenolftaleína, la formación de hidróxido de calcio.

CUESTIONARIO

1.—¿Cuáles son las propiedades diferenciales de los metales alcalino-térreos?

2.—¿Cuál es la diferencia entre cal viva y cal apagada, y cuál es la razón de esos nombres? Citar sus aplicaciones más importantes.

3.—¿Qué diferencia existe entre la cal ordinaria, cal hidráulica y cemento?

4.—¿Qué cantidad de óxido de calcio se obtendrá por calcinación de una caliza conteniendo 97 % de CO_3Ca puro?

5.—¿Por qué se calcina el sulfato de calcio natural para obtener el yeso, y cuál es la razón de que este último se endurezca rápidamente al contacto con el agua?

7.—¿Por qué se forman las estalactitas y estalagmitas?

METALES ALCALINOS BIVALENTES: MAGNESIO

246. Magnesio y sus compuestos.—Este elemento, como todos los de gran actividad química, no existe libre en la naturaleza, pero son muy abundantes sus combinaciones. Su mineral más importante es el carbonato, a menudo asociado con el calcio o *dolomita* $(CO_3)_2$ Ca Mg, el sulfato o *epsonita* SO_4Mg, $7H_2O$, con el cloruro o *carnalita* (ClK, Cl_2Mg, $6H_2O$), y con silicatos complejos de magnesio muy abundantes como: esteatita, serpentina, talco, etc. Existen también en el agua de mar compuestos magnésicos, principalmente cloruros y sulfatos.

Para obtenerlo puro, se efectúa la electrólisis de la carnalita fundida en ausencia absoluta de vapor de agua, con ánodos de carbón y crisoles de hierro que actúan de cátodos, (fig. 177).

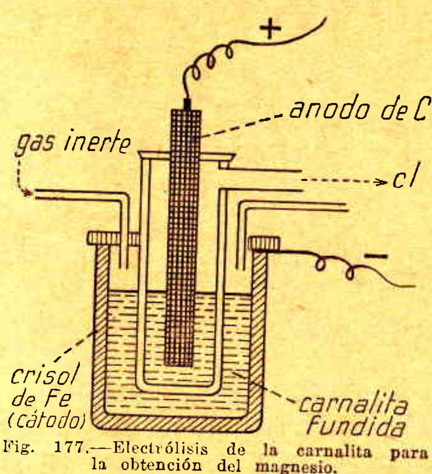


Fig. 177.—Electrólisis de la carnalita para la obtención del magnesio.

Propiedades.—Es un metal de color blanco y brillo de plata, dúctil y maleable, sobre todo en caliente. Densidad igual a 1,7, funde a 651° C.

Llevado al rojo quema produciendo OMg con una llama blanca vivísima, utilizada en fotografía. Descompone el agua a 100°C. Su colocación en la serie electroquímica explica su fácil solubilidad en los ácidos, y por qué desaloja a muchos elementos de sus soluciones.

Aplicaciones.—En polvo y mezclado con clorato de potasio constituye el "magnesio" utilizado en fotografía para tomar impresiones con luz artificial. Aleado con el aluminio forma el magnalio (ver aleaciones). Se usa en química como reductor enérgico.

El magnesio parece desempeñar un papel importante en la vida vegetal y animal. Su presencia es constante en las células vivientes; en las plantas facilita el metabolismo y el transporte del fósforo, formando parte además de la molécula de clorófila. En los animales el magnesio ejerce una reacción específica íntimamente ligada a la del fósforo; por tal causa, en estos últimos años, ha sido objeto de numerosas aplicaciones en medicina.

Compuestos de magnesio: Siendo un metal bivalente, da origen a una única serie de sales magnésicas, casi todas solubles, y caracterizadas por un sabor amargo y acción purgante sobre el organismo.

Óxido de magnesio.—OMg. Es un polvo blanco que se obtiene por calcinación del carbonato de magnesio o de la combustión del metal en el aire; en contacto con el agua, si bien es poco soluble, poco a poco, se transforma en hidróxido Mg $(OH)_2$; se obtiene mucho más fácilmente en forma de precipitado gelatinoso tratando una disolución de sulfato de magnesio por hidróxido de potasio (*leche de magnesia*).

Empleado en medicina como neutralizante de la acidez estomacal y como laxante o purgante (*magnesia calcinada*), y en la industria para la fabricación de material refractario.

Cloruro de magnesio, Cl_2Mg, $6\,H_2O$.—Se encuentra unido al cloruro de potasio en la carnalita (sal de Stassfurts). Es una sal muy soluble en agua, y delicuescente, propiedad ésta que se la comunica a la sal de cocina. Calentado, reacciona con su agua de cristalización dando ácido clorhídrico:

$$Cl_2Mg + H_2O \rightarrow OMg + 2\ HCl$$

Por esta razón es peligroso usar, en calderas de vapor, agua conteniendo sales magnésicas.

El cloruro de magnesio se emplea en la industria para preparar diversos cementos artificiales mezclando soluciones concentradas de esta sal con magnesia calcinada.

Sulfato de magnesio, SO_4Mg, $7\,H_2O$. — Se conoce en el comercio con distintos nombres (sal de Epsom, *sal inglesa*, sal purgante amarga); existe disuelto en numerosas aguas minerales purgantes. Es una sal incolora, muy soluble en agua y de sabor amargo. Se emplea en medicina como purgante.

CAPÍTULO XXIII

METALES ALCALINOS.—SODIO Y POTASIO

Generalidades. — Sodio.—Estado natural.—Preparación.—Propiedades.—Aplicaciones.—Compuestos de sodio.—Experimentos.—Cuestionario. *Potasio.—Generalidades.—Sus compuestos.*

247. Generalidades. — Son blandos, muy fusibles (potasio = 62° C; sodio = 95° C) y los de menor densidad (K = 0,86; Na = 0,97); son, por consiguiente, los metales ligeros por excelencia. Sus espectros luminosos son simples y producen rayas características, reacciones que son de gran sensibilidad. Al contacto con el agua la descomponen enérgicamente con formación de hidróxidos o álcalis, de allí su nombre. *Son los elementos de carácter más electropositivo.* Funcionan como monovalentes.

SODIO

248. Estado natural.—El sodio no se encuentra libre en la naturaleza, sino en forma de sales que son muy abundantes; las más importantes son: el cloruro (sal común, sal gema Cl Na), el nitrato (salitre, NO_3Na), el fluoruro doble de Al y Na (criolita F_3Al, 3 Fl Na).

249. Preparación.—Casi todo el sodio que suministra actualmente la industria se obtiene:

a) Por electrólisis del hidróxido de sodio en estado de fusión;

$$4\ Na(OH) \longrightarrow 4Na^{+} + 4\ (OH)^{-}$$

$$4\ Na^{+} + 4^{-} \longrightarrow 4\ Na$$

el sodio se desprende en el cátodo; los hidróxilos en el ánodo se unen formando H_2O con desprendimiento de O:

$$4\ (OH)^{-} + 4^{+} \longrightarrow 2\ H_2O + O_2 \uparrow$$

b) Por electrólisis del cloruro de sodio fundido:

$$2\ ClNa \longrightarrow 2\ Na + Cl_2 \leftarrow$$

El aparato (fig. 178) consiste en una caldera de hierro, que lleva en su parte inferior un vástago de la misma sustancia que hace de cátodo; el ánodo convenientemente protegido, queda sumergido dentro de la masa fundida. Al pasar la corriente se desprende sodio en el polo negativo, que sube en seguida a la superficie por su pequeña densidad, y se extrae así fácilmente.

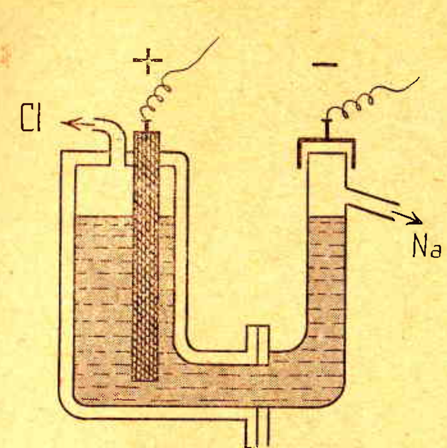


Fig. 178.—Obtención electrolítica del sodio.

250. Propiedades. — Es blanco, de brillo metálico cuando está recién cortado, brillo que desaparece en el aire húmedo; es blando como la cera, su densidad es menor que la del agua (D = 0,97), funde a 95°.

Químicamente es muy activo; reacciona con energía en el agua, descomponiéndola con gran producción de calor y desprendimiento de hidrógeno:

$$2\,Na + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,Na\,(OH) + H_2 \uparrow$$

La temperatura de la reacción es tan elevada que llega a fundir el metal que adquiere así el estado esferoidal.

Es muy oxidable en el aire húmedo, por eso debe conservárselo en líquidos sin oxígeno en su composición, como el benceno o kerosene.

251. Aplicaciones.—La industria consume bastante cantidad de sodio como reductor; para preparar *oxilita* (peróxido de sodio) y ciertos colorantes. En los laboratorios se usa para deshidratar alcohol, éter y en reducciones orgánicas.

252. Compuestos de sodio.—*Óxidos e hidróxidos.*—Los dos óxidos más importantes son: el normal o protóxido (Na_2O) y el peróxido (Na_2O_2). Sus fórmulas de constitución son las siguientes:

$$O\!\begin{matrix}\diagup Na\\ \diagdown Na\end{matrix} \qquad\qquad \begin{matrix}O—Na\\ |\\ O—Na\end{matrix}$$

protóxido de sodio — peróxido de sodio

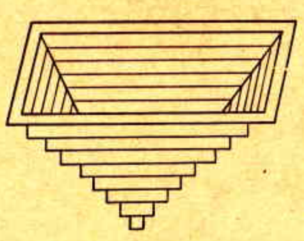
El primero, sólo tiene un interés teórico, el segundo es de importancia industrial para la preparación del agua oxigenada, y comercialmente se le conoce con el nombre de óxilita. El *hidróxido de sodio* Na (OH) o soda o sosa cáustica, es un cuerpo sólido blanco, muy soluble en el agua dando la lejía de soda, con gran desarrollo de calor.

En el aire absorbe anhidrido carbónico transformándose en carbonato:

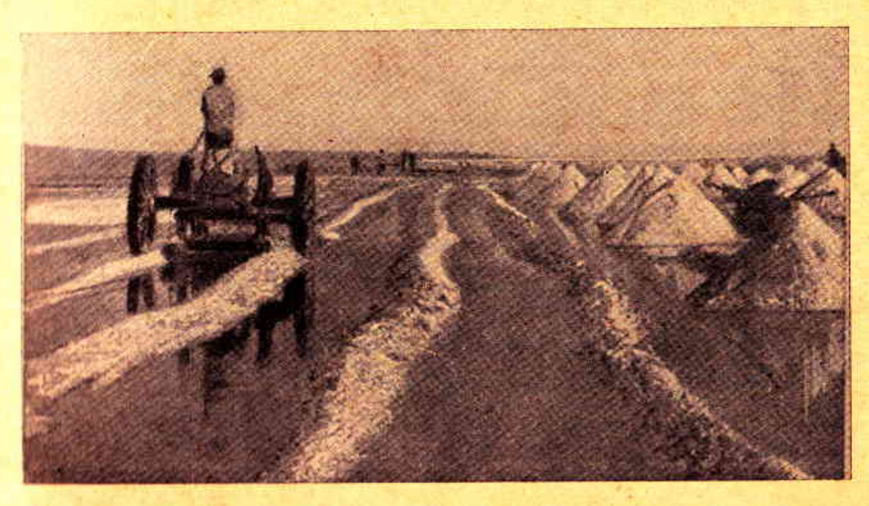
$$2\,Na\,(OH) + CO_2 \longrightarrow CO_3Na_2 + H_2O$$

Industrialmente se emplea para la fabricación de jabones, en la fabricación de papel, colorantes, y para mercerizar el algodón. En el laboratorio se usa como reactivo.

Cloruro de sodio. ClNa.—Llamado *sal común, sal gema,* es tan abundante en la naturaleza que constituye la base de la preparación de casi todas las demás sales sódicas (ver pág. 125).


Fig. 179.—Tolva de cloruro de sodio.

Se encuentra disuelto en el agua de los mares (28 a 30 g por litro), de las lagunas saladas (Laguna de Carhué, Mar Chiquita, etc.), o sólido en salinas y en el interior de la tierra. Se extrae del agua de mar por evaporación lenta, aprovechando el calor solar, en depósitos de gran superficie y poca profundidad llamados *salinas* (fig. 180); la extracción de las minas de sal gema, generalmente requiere una purificación previa por disolución y cristalización posterior, para eliminar las otras sustancias que lo impurifican (ver también pág. 125).


Fig. 180.—Recolección de sal común en una salina.

Cristaliza en cubos transparentes (que a veces se agrupan en forma de *tolvas),* (fig. 179). Decrepitan al ser calentados porque tienen agua de interposición, y tiñen la llama de color amarillo característico.

La sal marina es un alimento; su ingestión es necesaria para mantener la isotonía de nuestros humores, y en particular de la sangre, cuya concentración en ClNa es constante (gr. 7,50 por mil).

En la industria es un producto que tiene múltiples aplicaciones: para preparar otras sales sódicas, para obtener ácido clorhídrico, en la fabricación del jabón, del vidrio, etc. Es también un buen agente conservador usado en la salazón de carnes y pescados.

El *sulfato sódico,* SO_4Na_2, 10 H_2O, llamado también sal de Glauber, se obtiene como subproducto de la fabricación del ClH (ver pág. 129). Cristaliza generalmente con 10 moléculas de agua de cristalización, es blanco, de sabor salado, algo amargo y muy soluble en agua. Saturando la solución a la temperatura de 33° C, y luego enfriándola a 0° C, cristaliza el sulfato de sodio abundantemente.

Muchos manantiales naturales contienen sulfato de sodio y cloruro de sodio en cantidad apreciable *(aguas minerales sulfatadas sódicas).* En las lagunas de agua salada se produce, por variación de la temperatura climática de la región, un fenómeno curioso que origina dos tipos de depósitos salinos en las orillas, que los pobladores de la zona denominan *sal de verano* y *sal de invierno.* Cuando el calor solar es excesivo, la evaporación del agua es abundante, llegando por consiguiente al límite de la saturación del ClNa, que cristaliza en grandes cantidades a orillas de las lagunas, en suficiente estado de pureza para utilizarlo directamente como condimento; el sulfato de sodio no cristaliza por su gran solubilidad. En el invierno sucede el fenómeno contrario; al disminuir la temperatura ambiente, se reduce apreciablemente la solubilidad del SO_4 Na_2, cristalizando de inmediato: la baja temperatura no influye en la disolución del Cl Na que permanece así soluble. Por eso, los pobladores saben por experiencia que la sal de verano es apta para usos culinarios, mientras que la sal de invierno es de efectos purgantes.

El SO_4Na_2 se emplea en medicina como purgante salino, y en la industria, en la fabricación del vidrio y en tintorería.

El *nitrato sódico,* NO_3Na, comúnmente se le designa con el nombre de *sal nitro, salitre,* o *nitro de Chile,* por existir en Chile estos yacimientos, mezclados con tierra (caliche). Se extrae del caliche por disolución y cristalización, con lo que se elimina así las impurezas que lo acompañan.

Es una sal blanca, cristalizada en romboedros y de sabor salado; es delicuescente en el aire húmedo. Se utiliza como abono en la agricultura, para preparar el ácido nítrico, y para obtener el nitrito de sodio, utilizado en la fabricación de numerosas materias colorantes artificiales.

Carbonato de sodio, CO_3Na_2, llamado impropiamente *sosa* o *soda,* es un compuesto de gran aplicación industrial. Se presenta bajo dos formas: la *seca* o amorfa que responde a la fórmula anterior, y la *cristalizada,* que es un verdadero hidrato de fórmula: CO_3Na_2, 10 H_2O.

En la industria se prepara por dos grandes procedimientos: a) el de Leblanc, que consiste en calcinar en hornos adecuados una mezcla de sulfato de sodio, carbón y carbonato de calcio; b) el método de Solvay, que consiste en tratar el cloruro de sodio por el bicarbonato de amonio, con lo que se forma el bicarbonato de sodio y cloruro de amonio:

$$ClNa + CO_3H\ (NH_4) \longrightarrow CO_3HNa + ClNH_4$$

una leve calcinación posterior transforma el bicarbonato en carbonato neutro.

Es una sal blanca muy soluble en agua; sus soluciones tienen sabor y reacción alcalinas (enrojecen la fenolftaleina), lo que se explica por la *hidrólisis* que experimenta (diferencia con el bicarbonato):

$$CO_3Na_2 + H_2O \rightleftarrows CO_3HNa + Na(OH)$$

Se lo emplea en gran cantidad para la fabricación del vidrio y jabones; para el lavado de lanas y sedas y preparación de otras sales sódicas.

El *bicarbonato sódico* CO_3 H Na (carbonato ácido de sodio) se prepara haciendo burbujear una corriente de CO_2 en una solución de carbonato sódico. Es también un polvo blanco, poco soluble en agua, con la que resulta un líquido que no da reacción alcalina con la fenolftaleina (diferencia con el carbonato).

Se usa en medicina para combatir la acidez de estómago, y en la preparación de numerosas bebidas espumosas. Es el constituyente fundamental de las aguas minerales de mesa (Vichy, Villavicencio, Copelina, Palau, Saldán, etc).

Borato sódico, $B_4O_7Na_2$, 10 H_2O. Llamado también tetraborato sódico o *bórax,* existe en la naturaleza disuelto en las aguas de algunos lagos, de donde se lo obtiene por evaporación.

Es una sal blanca que, por la acción del calor, se hincha y funde dando una perla del mismo aspecto que el vidrio, llamada *perla de bórax* de mucha aplicación en el análisis de mi-

nerales por vía seca. Se emplea en medicina como antiséptico, y en la industria para el apresto de telas, esmalte de porcelanas y en la soldadura de metales.

EXPERIMENTOS

1.—*Acción del sodio sobre el agua*—

Córtese un trozo de sodio (para ello se lo extrae del frasco con kerosene, en que se lo expende en el comercio para que no se altere, y sin tocarlo con las manos, se seca con papel filtro y se corta con una navaja).

Obsérvese su brillo metálico y cómo se empaña al poco tiempo.

Introdúzcase el trozo sobre agua contenida en un cristalizador, obsérvese el despredimiento de H y la fusión del metal por efecto del calor desarrollado. Echese unas gotas de solución alcohólica de fenolftaleína comprobándose así la reacción alcalina del líquido.

Interpretar la reacción química correspondiente.

2.—*Cristalización del cloruro de sodio.*—Colocar en un cristalizador una solución concentrada de cloruro de sodio, evaporar el disolvente a baño maría y observar al microscopio los cristales cúbicos formados. Arrojar sobre la llama unos cristales, para producir la decrepitación, caracterizando, al mismo tiempo, el color de la llama, a la que el sodio tiñe de color amarillo intenso.

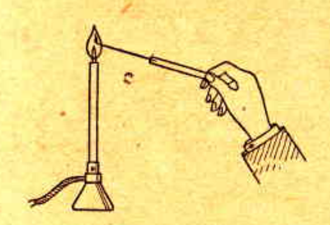


Fig. 181.—Perla de bórax.

3.—*Perlas de bórax.*—En la extremidad de un alambre de platino soldado a una varilla de vidrio, hágase un ojal (o "ansa"), como indica la figura 182, colóquese un trozo de bórax y caliéntese fuertemente hasta lograr la fusión franca; mójese en soluciones de sales de cobalto, manganeso, cobre, y, calentando nuevamente, examínense las coloraciones de las perlas obtenidas.

Fig. 182. —"Ansa" de platino.

CUESTIONARIO

1.—¿Cuáles son los minerales de sodio más importantes?

2.—¿Por qué razón el sodio y el potasio se conservan sumergidos en kerosene o en benceno?

3.—¿A qué compuestos químicos corresponden las denominaciones comerciales siguientes: soda cáustica, sosa, sal nitro, sal común?

4.—¿Por qué ingerimos cloruro de sodio en los alimentos? ¿Cuál es la razón por que a los enfermos graves que han perdido mucha sangre (en accidentes, después de una intervención quirúrgica, etc.) se les administre inyecciones de suero fisiológico, que es una solución estéril de Cl Na al 7,50 por mil?

5.—¿Por qué, en algunas lagunas saladas, cristalizan en sus orillas sales distintas en estaciones climáticas opuestas?

6.—¿Cómo distinguiría en el laboratorio el carbonato del bicarbonato de sodio?

POTASIO

253. Generalidades y sus compuestos.—Es un metal que no se halla libre, pero en cambio son muy numerosas las combinaciones minerales: sulfatos, cloruros (silvina), nitratos; en particular son extremadamente abundantes en Stassfurt (Alemania), y en Alsacia (Francia).

La preparación de este metal es muy semejante a la del sodio. Por electrólisis del hidróxido o del cloruro, fundido con ánodo de Ni y cátodo de carbón:

$$2ClK \longrightarrow 2K + Cl_2$$

El potasio se separa en el cátodo, y sobrenada sobre la masa en fusión.

Es un metal blanco, azulado, blando como la cera, brillante cuando acaba de cortarse, oxidándose rápidamente al aire húmedo, por lo que, para evitarlo, se lo conserva sumergido en líquidos sin oxígeno: nafta, kerosene. En presencia del agua ésta se descompone enérgicamente, y el calor originado es tan grande que inflama el H desprendido:

$$2\,K + H_2O \longrightarrow 2\,K\,(OH) + H_2$$

Sus compuestos más importantes son:

$$K_2O \text{ ó } \begin{matrix} K \diagdown \\ K \diagup \end{matrix} O \qquad\qquad K.OH$$

óxido de potasio — hidróxido de potasio

y las sales halogenadas: cloruro (ClK), bromuro (BrK), ioduro (IK); las oxigenadas: sulfato (SO_4K_2), carbonato (CO_3K_2), nitrato (NO_3K), clorato (ClO_3K).

De las sales halogenadas el bromuro es utilizado particularmente en fotografía, así como en medicina como calmante, y el ioduro en medicina por el iodo que contiene.

De las sales oxigenadas el nitrato es la más importante; se encuentra en la naturaleza en forma de salitre y en grandes extensiones. Se emplea especialmente como abono, para la fabricación de la pólvora negra (mezclado con carbón y azufre) y para la conservación de las carnes.

CAPÍTULO XXIV

LA OBTENCIÓN DE LAS SUSTANCIAS Y LAS REGLAS DE BERTHOLLET

El rendimiento de las reacciones químicas.—Las reglas de Berthollet.—Métodos generales de obtención de los óxidos y anhidridos.—Métodos generales de obtención de los ácidos y de los hidróxidos.—Obtención de las sales.—Obtención de los cloruros.—Obtención de los sulfuros.—Obtención de los sulfatos.—Obtención de los nitratos.—Obtención de los carbonatos.—Caracterización de las sales.

El rendimiento de las reacciones químicas.—De acuerdo con las leyes estequiométricas de la química, sabemos cuál es la cantidad *teórica* de una sustancia que puede obtenerse de acuerdo con las cantidades de sustancias reaccionantes que se pongan en presencia. Pero la cantidad *práctica* de sustancia que en realidad se obtiene, generalmente es inferior a la cifra teórica. Precisamente se denomina *rendimiento* de una reacción a la relación entre el peso real de producto obtenido experimentalmente y el peso calculado según la ecuación teórica. Así cuando se dice que el rendimiento de un cierto proceso químico es del 75 %, significa que de 100 partes de una sustancia que debería obtenerse teóricamente, en la práctica sólo se obtienen 75 partes. Influyen en el rendimiento diversas causas: la lentitud de ciertas reacciones, ciertas reacciones parásitas, las impurezas que acompañan necesariamente a la sustancia formada, etc.

Tanto en el laboratorio como en la fábrica, interesa estudiar las circunstancias que pueden aumentar el rendimiento de una reacción química. De esas circunstancias sólo mencionaremos las que influyen sobre las reacciones entre los ácidos, las bases y las sales, o sea, con criterio más amplio, sobre la acción mutua entre dos o más electrólitos. Las investigaciones relativas a este importante asunto fueron iniciadas por Claudio Luis Berthollet (1748-1807).

254. Las reglas de Berthollet.—En general, cuando en un equilibrio químico (reacciones reversibles), se puede alejar uno de los productos de las reacciones, una de éstas evoluciona hasta hacerse total, rompiéndose así el equilibrio primitivo. Si consideramos la piedra caliza en equilibrio con sus productos de disociación:

$$CO_3Ca \rightleftarrows CO_2 + OCa$$

y retiramos el anhídrido carbónico a medida que se forma, podemos descomponer totalmente el carbonato de calcio. (Ver pág.

55). Veamos lo que ocurre en *la acción de los ácidos y de las bases sobre las sales.* Si hacemos reaccionar un ácido o una base fija sobre una sal cuyo ácido o cuya base son *volátiles* y, por tal circunstancia, fáciles de eliminar de la reacción, se obtiene un rendimiento total. Esto explica por qué, siendo el ácido sulfúrico más débil que el ácido clorhídrico, el tratamiento de la sal gema por dicho ácido produce un desprendimiento de gas clorhídrico:

$$SO_4H_2 + ClNa \longrightarrow SO_4HNa + ClH \text{ (volátil)}$$

Recuérdese también los procesos de obtención del CO_2, del SH_2, del FH, etc.

Lo mismo acontece con la cal hidratada que pone en libertad el álcali de la sal amoníaco (cloruro de amonio):

$$(HO)_2Ca + 2ClNH_4 \longrightarrow Cl_2Ca + H_2O + 2NH_3 \text{ (volátil)}$$

De aquí se deduce una primera consecuencia:

Primera regla.—*La descomposición de una sal por un ácido o por una base es completa, cuando el ácido o la base de la sal es volátil.*

Consideremos ahora otra clase de reacciones. El ácido nítrico (o el clorhídrico o el sulfúrico), cuando se pone en presencia del silicato de sodio, descompone totalmente a esta sal, formándose ácido silícico insoluble:

$$SiO_3Na_2 + 2NO_3H \longrightarrow 2NO_3Na + SiO_3H_2 \text{ (insoluble)}$$

También es completa la descomposición del cloruro férrico mediante el hidróxido de sodio generándose hidróxido férrico insoluble:

$$Cl_3Fe + 3HONa \longrightarrow 3ClNa + (HO)_3Fe \text{ (insoluble)}$$

Lo mismo ocurre cuando por la mezcla de dos sales puede formarse una nueva sal insoluble o poco soluble en el medio. V. gr.:

$$Cl\ Na + NO_3\ Ag \longrightarrow NO_3\ Na + Cl\ Ag \text{ (insoluble)}$$

De estos hechos podemos inferir una segunda consecuencia:

Segunda regla.—*La descomposición de una sal por un ácido o por una base o una sal es total (o casi total) cuando el ácido o la base de la sal o una de las sales formadas, es insoluble (o poco soluble) en el medio.*

Estas dos reglas se conocen bajo la denominación de *reglas de Berthollet* [1], en atención al sabio ítalo-francés que las divulgó.

Modernamente estas reglas de Berthollet (que algunos desdoblan a su vez en 6 ó 7 reglas complicando inútilmente los hechos), se enuncia sencillamente en la forma siguiente:

La acción mutua de dos electrólitos es prácticamente total, cuando uno de los productos de la reacción es casi insoluble en el medio.

Esta insolubilidad se refiere a dos condiciones:

a) o bien se separa al estado gaseoso *(volatilización).*

b) o sino se separa al estado sólido *(precipitación).*

255. Métodos generales de preparación de los óxidos y anhídridos.—Varios son los métodos, a saber:

1º Por *oxidación* viva o lenta de las substancias simples o de los sulfuros; en presencia del oxígeno o sencillamente del aire (combustión).

a) combustión directa de las substancias simples

$$\text{Metaloide} + \text{oxígeno} = \text{anhídrido}$$

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$

$$\text{Metal} + \text{oxígeno} = \text{óxido}$$

$$2Pb + O_2 \longrightarrow 2O\ Pb$$

b) *tostación* de los sulfuros

$$\text{sulfuro} + \text{oxígeno del aire} \longrightarrow \text{óxido} + \text{anhídrido sulfuroso}$$

$$2SZn + 3O_2 \longrightarrow 2OZn + 2SO_2$$

2º Por oxigenación indirecta mediante el vapor de agua a cierta temperatura, obrando sobre metales:

$$\text{Metal} + \text{vapor de agua} \longrightarrow \text{óxido metálico} + \text{hidrógeno}$$

$$3Fe + 4H_2O \longrightarrow O_4Fe_3 + 4H_2$$

3º Por eliminación de la parte volátil de un ácido, una base o una sal por intermedio del calor.

[1] Mal llamadas leyes de Berthollet, pues son meras consecuencias de la llamada ley de la acción de las masas.

a) deshidratación de los ácidos o de las bases

$$\text{Ácido} + \text{calor} \longrightarrow \text{anhídrido} + \text{agua}$$

$$SO_4 H_2 + \theta \longrightarrow SO_3 + H_2O \ (*)$$

$$\text{Hidróxido} + \text{calor} \longrightarrow \text{óxido} + \text{agua}$$

$$(HO)_2 Ca + \theta \longrightarrow OCa + H_2O$$

b) descomposición de los nitratos o de los carbonatos (calcinación)

$$CO_3Ca + \theta \longrightarrow OCa + CO_2$$

$$(NO_3)_2 Cu + \theta \longrightarrow OCu + 2NO_2 + O_2$$

4° Precipitación de los óxidos por la acción de los hidróxidos alcalinos.

Sirve para aquellos óxidos que no forman hidróxidos con el agua o sólo lo hacen en una proporción mínima:

$$Cl_2Hg + 2HONa \longrightarrow 2ClNa + OHg + H_2O$$

En la industria química los procedimientos más utilizados son: la combustión (óxido de plomo, de cinc, de carbono); la calcinación de los carbonatos (óxido de magnesio y de calcio) y la tostación de los sulfuros (óxidos de hierro, de antimonio, de arsénico, anhídrido sulfuroso).

256. Métodos generales de obtención de los ácidos y de los hidróxidos.—Existen dos grandes categorías de procedimientos:

1º Por hidratación de los óxidos o de los anhídridos, por ej.:

$$\text{óxido} + \text{agua} \longrightarrow \text{hidróxido}$$

$$OCa + H_2O \longrightarrow (HO)_2Ca$$

$$\text{anhídrido} + \text{agua} \longrightarrow \text{ácido}$$

$$SO_3 + H_2O \longrightarrow SO_4H_2$$

Esta reacción, generalmente exotérmica (recordar lo que sucede cuando se "apaga" la cal), llega a veces hasta hacerse violenta. Se utiliza en la formación de los ácidos sulfúrico y fosfórico.

2º Por *desplazamiento* de una base o de un ácido de una sal, mediante otra base u otro ácido. Para que esta acción sea total, es necesario que se cumplan las condiciones de la regla de Berthollet.

(*) Esta reacción sucede en caliente y en presencia de un deshidratante como es el anhídrido fosfórico.

a) el ácido o la base que se pone en libertad es volátil

$$SO_4H_2 + ClNa \longrightarrow SO_4HNa + Cl\,H$$

$$(HO)_2Ca + CO_3(NH_4)_2 \longrightarrow CO_3Ca + 2(HO)\ NH_4 \begin{cases} \nearrow NH_3 \\ \searrow H_2O \end{cases}$$

b) el ácido o la base que se pone en libertad es insoluble en el medio y se separa al estado sólido

$$SO_4Cu + 2HONa \longrightarrow (HO)_2Cu + SO_4Na_2$$

$$SiO_3Na + 2ClH \longrightarrow 2ClNa + SiO_3H_2$$

Estos últimos procedimientos que son generales, se utilizan usando comunmente como ácido el ácido sulfúrico, mientras que como bases pueden utilizarse la soda, la potasa y más frecuentemente, el hidróxido de calcio.

El *ácido sulfúrico* se prefiere por varias razones: 1º Posee una gran actividad química, pues a diversas temperaturas llega a desplazar a la mayor parte de los ácidos; 2º Es un ácido fijo y soluble, de modo que puede aplicarse perfectamente a la obtención de ácidos volátiles e insolubles. 3º No es reductor ni oxidante (salvo en determinadas condiciones), de modo que actúa únicamente como ácido y debido a la presencia de cationes hidrógeno, de modo que la preparación del ácido silícico puede interpretarse sencillamente de la siguiente manera:

$$SiO_3^{=} + 2H^+ \longrightarrow SiO_3H_2$$

4º Como produce algunas sales insolubles al combinarse con ciertos cationes (por ej., $SO_4\,Ca$ o SO_4Ba), y como esos cationes existen en la naturaleza, si el ácido de dicha sal fuera soluble, el ácido sulfúrico servirá para preparar dichos ácidos (es lo que acontece con la preparación del PO_4H_3). 5º El ácido sulfúrico es casi el único que se prepara en grandes proporciones a partir de las sustancias simples por vía sintética, resultando su costo exiguo.

En cambio la preparación de las bases, requiere el uso de un hidróxido enérgico y barato: la *cal.* Ésta actúa como todos los hidróxidos, por los oxídrilos que engendra en su ionización.

$$2HO^- + Cu^{++} \longrightarrow (HO)_2Cu$$

Reúne varias ventajas, que son: 1º Puede ser fácilmente preparada por calcinación de la piedra calcárea (CO_3Ca) y resulta barata. 2º Es una base fija, permitiendo así utilizarla en la obtención de las bases volátiles, y 3° Es suficientemente soluble y forma un gran número de sales insolubles (v. gr. CO_3Ca y SO_4Ca), lo cual permite su utilización para la obtención de bases insolubles y solubles respectivamente.

257. Obtención de las sales.—Las sales pueden obtenerse siguiendo tres caminos:

1º Por *neutralización* de un ácido con una base,

$$HOK + NO_3H \longrightarrow NO_3K + H_2O$$

2º Por *reacción de un ácido o de una base sobre una sal,* siempre que se cumplan las condiciones de la regla de Berthollet (método poco utilizado)

$$CO_3Mg + 2ClH \longrightarrow Cl_2Mg + H_2O + CO_2$$

3° Pero el procedimiento más usado es el que parte de una *doble descomposición* o *intercambio* de dos sales con la condición de que una de las sales formadas sea volátil o insoluble (regla de Berthollet)

$$SO_4(NH_4) + (NO_3)_2Ca \longrightarrow SO_4\ Ca + 2NO_3(NH_4) \quad \text{(volátil)}$$
$$Cl_2Ba + CO_3Na_2 \longrightarrow 2ClNa + CO_3Ba \quad \text{(insoluble)}$$

258. Obtención de los cloruros.—Los cloruros pueden obtenerse:

1º *Por acción directa del cloro.* Este halógeno podemos hacerlo actuar sobre un metal (preparación del cloruro férrico, del cloruro estánnico) o bien sobre un óxido en presencia de carbón, el papel de éste último no es sino reducir dicho compuesto al estado metal [1].

$$2Fe + 3Cl_2 \longrightarrow 2Cl_3Fe$$
$$Al_2O_3 + 3C + 3Cl_2 \longrightarrow 2Cl_3Al + 3OC$$

2º *Por acción del ácido clorhídrico* sobre un metal, un óxido, un sulfuro o un carbonato. Estas reacciones se utilizan en la industria para la preparación de los cloruros.

$$2ClH + Fe \longrightarrow Cl_2Fe + H_2$$
$$OPb + 2NO_3H \longrightarrow (NO_3)_2\ Pb + H_2O$$
$$SZn + 2ClH \longrightarrow Cl_2Zn + SH_2$$
$$CO_3Ca + 2ClH \longrightarrow Cl_2Ca + H_2O + CO_2$$

3º *Por la acción de un cloruro* sobre una sal soluble con el objeto de engendrar un cloruro insoluble.

$$NO_3Ag + Cl\ Na \longrightarrow NO_3Na + Cl\ Ag$$
$$NO_3Hg + Cl\ Na \longrightarrow NO_3Na + Cl\ Hg$$

259. Obtención de los sulfuros.—Los *sulfuros* se obtienen mediante los siguientes procedimientos generales:

[1] Para algunos metales que son casi inatacables por el cloro gaseoso, es necesario usar el agua regia (mezclas de ácido clorhídrico y de ácido nítrico) que produce cloro naciente muy activo. Estos metales son el oro y el platino.

1° *Por acción directa del azufre sobre un metal* (fabricación de pirita artificial), *sobre un hidróxido* o *un carbonato* (fabricación de sulfuros de sodio, de potasio y de calcio).

$$S + Fe \longrightarrow SFe \quad \text{(por vía seca)}$$
$$12S + 3(HO)_2Ca \longrightarrow 2S_5Ca + S_2O_3Ca + 3H_2O \quad \text{(por vía húmeda)}$$

$$12S + 3CO_3K_2 \longrightarrow 2S_5K_2 + S_2O_3K_2 + 3CO_2 \quad \text{(por vía seca)}$$

2º *Por acción del ácido sulfhídrico sobre solución de hidróxidos* o *sales metálicas*:

$$NH_4OH + SH_2 \longrightarrow SH(NH_4) + H_2O$$
$$SO_4Cu + SH_2 \longrightarrow SO_4H_2 + SCu$$

3º *Por desoxigenación de los sulfatos* que generalmente se hace por intermedio del coque (método industrial)

$$SO_4Ba + 4C \longrightarrow SBa + 4OC$$

4º *Por acción de sulfuros solubles* sobre una sal con el objeto de obtener un sulfuro insoluble: El sulfuro de cinc se obtiene artificialmente tratando el óxido de cinc en solución alcalina (cincato de sodio) por el sulfuro de sodio:

$$ZnO_2Na_2 + SNa_2 + 2H_2O \longrightarrow 4HONa + SZn$$

260. Obtención de los sulfatos.—En cuanto a los sulfatos, se obtienen generalmente por dos procedimientos:

1° *Por acción del ácido sulfúrico* sobre un metal, un óxido, un hidróxido o un carbonato:

$$Cu + SO_4H_2 \longrightarrow SO_4Cu + H_2$$
$$O_3Al_2 + 3SO_4H_2 \longrightarrow 3H_2O + (SO_4)_3Al_2$$

2º *Por tostación moderada de los sulfuros,* con lo cual se oxigenan por intermedio del aire.

$$SZn + 2O_2 \longrightarrow SO_4Zn$$
$$S_2Fe + 3O_2 \longrightarrow SO_2 + SO_4Fe$$

261. Obtención de los nitratos.—Se obtienen casi exclusivamente por la acción del ácido nítrico sobre los metales, los hidróxidos, carbonatos o sulfuros metálicos.

$$NH_4OH + NO_3H \longrightarrow NO_3NH_4 + H_2O$$
$$SBa + 2NO_3H \longrightarrow SH_2 + (NO_3)_2Ba$$
$$3Ag + 4NO_3H \longrightarrow ON + 2H_2O + 3NO_3Ag$$

Muy pocas veces se utiliza la doble descomposición. Sin embargo para obtener el nitro que forma parte de la pól-

vora, es necesario hacer reaccionar dos sales solubles, el nitrato de sodio y el cloruro de potasio, para formar otras dos

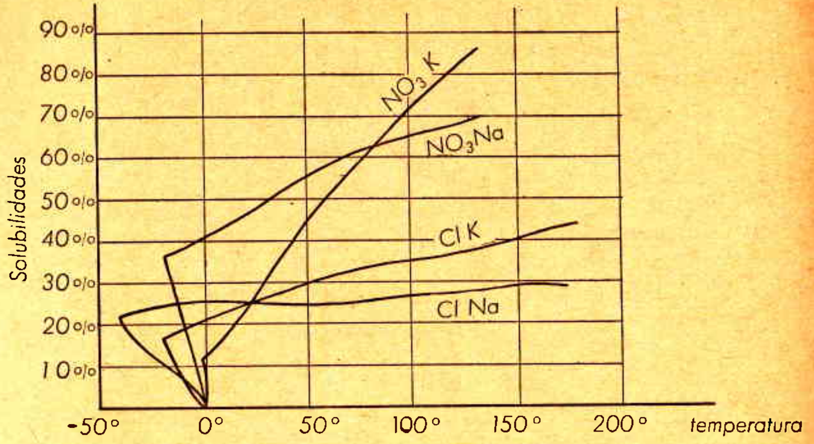


Fig. 183.—Las solubilidades de los cloruros y nitratos alcalinos.

también solubles, pero de las cuales una de ellas es poco soluble en caliente, en solución concentrada (el cloruro de sodio), mientras que el nitrato de potasio es la sal menos soluble en frío (ver fig. 183):

$$NO_3Na + ClK \rightleftarrows ClNa + NO_3K$$

En esta reacción reversible se basa la *preparación del nitro por conversión.* El salitre de Chile, que contiene NO_3Na, es muy barato, pero no puede utilizarse para obtener la pólvora porque se humedece con facilidad (delicuescente); el NO_3K, en cambio, se mantiene seco. Para preparar esta última sal a partir del salitre chileno, se mezcla con ClK y se concentra la solución por evaporación en caliente. Cuando llega la solución a ser saturada con respecto al ClNa, se deposita esta sal que se separa paulatinamente. En el momento en que se separa más ClNa, se enfría la solución, con lo cual se cambian los papeles y es el NO_3K que cristalizará, por ser en frío, la menos soluble de las cuatro sales posibles. Es un excelente aprovechamiento de las reglas de Berthollet, aplicadas a una reacción limitada o reversible.

262. Obtención de los carbonatos.—Los *carbonatos* se obtienen generalmente por la acción de un carbonato soluble sobre una sal metálica, con el objeto de obtener un carbonato insoluble:

$$Cl_2Zn + CO_3Na_2 \longrightarrow 2ClNa + CO_3Zn$$

o sea

$$Zn^{++} + CO_3^{=} \longrightarrow CO_3Zn$$

Se usa la neutralización de un hidróxido por el ácido carbónico, en la preparación del carbonato de amonio:

$$CO_2 + NH_4\ OH \longrightarrow CO_3H.\ NH_4$$

263. Caracterización de las sales.—Para reconocer la existencia de ciertas sales en una muestra, es necesario efectuar su *análisis,* buscando los aniones y los cationes por medio de reacciones químicas que son propias de dichos iones. Estas reacciones pueden presentarse al observador bajo tres formas diferentes:

a) por la producción de una coloración; b) por la separación de un precipitado; c) por la producción de un gas.

Veamos cuáles son las principales reacciones de los aniones, cuya preparación recién hemos estudiado.

Los **cloruros** se reconocen:

1º *Con el catión* Ag^+ forma un precipitado blanco, de aspecto arrequesonado, soluble en el amoníaco y en carbonato de amonio, insoluble en el ácido nítrico.

$$Cl^- + Ag^+ \longrightarrow Cl\ Ag$$

2º *Con los oxidantes enérgicos* se desprende un gas amarillo verdoso, de olor característico, que no es sino el cloro. Puede usarse como oxidante el bióxido de manganeso en presencia de ácido sulfúrico.

$$2ClH + O \longrightarrow H_2O + Cl_2$$

3º La destilación seca de un cloruro en presencia de *bicromato de potasio y ácido sulfúrico concentrado* produce vapores pardos rojizos de cloruro de cromilo, que recogidos sobre una solución de soda o potasa cáustica se transforman en un cromato alcalino revelado por su coloración amarillenta.

a) $CrO_4H_2 + 2ClH \longrightarrow \underset{\text{cloruro de cromilo}}{Cl_2CrO_2} + 2H_2O$

b) $Cl_2CrO_2 + 4HO^- \longrightarrow CrO_4^{=} + 2Cl^- + 2H_2O$

Los **sulfuros** al disolverse en el agua producen aniones $S^=$ y SH^- incoloros:

$$S\ Na_2 \rightleftarrows S^= + 2Na^+$$

$$S^= + H_2O \longrightarrow SH^- + HO^-$$

Las soluciones de los sulfuros por una suerte de oxidación se amarillean transformándose rápidamente en *"persulfuros"* que contienen los aniones complejos $S_2^=$ y $S_5^=$. Se caracterizan los sulfuros, utilizando las siguientes reacciones:

1º El $S^{=}$ precipita con un gran número de cationes dando coloraciones características: negra (con Pb^{++}, Ag^{+}, Hg^{++}, Cu^{++}, Ni^{++}, Fe^{+++}, etc.), amarilla (con Cd^{++}, As^{+++}, etc.), anaranjada (con Sb^{+++}), blanca (con Zn^{++}). Estas precipitaciones se obtienen, sea en medio ácido (acción del SH_2) o bien en medio alcalino (en cuyo caso actúa el $S^{=}$).

$$SH_2 + Pb^{++} \longrightarrow SPb + 2H^{+} \text{ (medio ácido)}$$
$$S^{=} + Ni^{++} \longrightarrow SNi \text{ (medio alcalino)}$$

2º El *nitroprusiato de sodio* se colorea en rojo-violáceo con los aniones $S^{=}$; no toma coloración con los SH^{-}.

3º Los *oxidantes* (agua oxigenada, halógenos en solución acuosa, etc.), transforman los $S^{=}$ en $SO_4^{=}$

$$S^{=} + 4O \longrightarrow SO_4^{=}$$

Los **sulfatos,** cuyos aniones $SO_4^{=}$ y SO_4H^{-} son incoloros, se caracterizan por medio de las reacciones siguientes:

1º *Con sales de bario* producen un precipitado blanco insoluble en los ácidos minerales:

$$SO_4^{=} + Ba^{++} \longrightarrow SO_4Ba$$

2º Con *sales de plomo* producen un precipitado blanco de SO_4Pb soluble en la potasa, en el ácido sulfúrico concentrado y en el acetato de amonio.



Fig. 184. — Reconocimiento de un nitrato.

3º Cuando se calientan por vía seca los sulfatos en presencia de *carbón,* producen sulfuros:

$$SO_4Ba + 4C \longrightarrow 4OC + SBa$$

Los **nitratos** se caracterizan porque no dan reacciones de precipitación [1] y por las siguientes reacciones:

1º Las soluciones concentradas de los nitratos, adicionadas de un igual volumen de ácido sulfúrico concentrado y de torneaduras de cobre, desprenden vapores de un color pardo rojizo (vapores rutilantes).

$$8NO_3H + 3Cu \longrightarrow 3(NO_3)_2Cu + 4H_2O + 2ON$$

[1] Salvo con ciertas substancias orgánicas como ser el nitrón, la cinconamina, el nitroquinetol, etc.

2º Aprovechando la circunstancia de que el óxido nítrico puede combinarse con el catión ferroso dando un complejo de color pardo negruzco intenso, puede hacerse la siguiente reacción: Se disuelve la substancia a ensayar en el ácido sulfúrico y luego se añade con precaución una solución de sulfato ferroso, que siendo menos densa, no se mezcla con el ácido; en presencia de nitratos, en el límite de separación entre los dos líquidos se forma una zona obscura, de color rojo-pardusco (ver fig. 184).

a) $NO_3^{-} + 3Fe^{++} + 4H^{+} \longrightarrow 3Fe^{+++} + 2H_2O + ON$

b) $ON + Fe^{++} \longrightarrow (O = N - Fe)^{++}$

3º Los nitratos poseen propiedades oxidantes que se ponen de manifiesto por la coloración azul y roja que respectivamente producen con las soluciones sulfúricas de difenilamina y de brucina.

Los **carbonatos** se reconocen, porque:

1º Con los *ácidos*, aún los más débiles, desprenden un gas incoloro, de ligero olor picante, que enturbia el agua de cal o de barita:

$$CO_3^{=} + 2H^{+} \longrightarrow H_2O + CO_2$$

2º Precipitan con todos los cationes (salvo con el Na^{+}, K y el NH_4^{+}) Así con las sales de bario produce un precipitado blanco, soluble en ácidos (clorhídrico, nítrico, acético, etc.).

$$CO_3^{=} + Ba^{++} \longrightarrow CO_3Ba$$

CAPÍTULO XXV

LA RADIOACTIVIDAD Y LA ESTRUCTURA DEL ÁTOMO. — CLASIFICACIÓN PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

La radioactividad.—Las radiaciones del radio.—La transmutación de los elementos.—La estructura atómica.—Teoría de la estructura electrónica del átomo; electrones y protones.—La clasificación de los elementos según Mendelejeff.—Importancia de la ley periódica.—La afinidad y la clasificación periódica.—La valencia y la teoría electrónica.—Explicación electrónica de la oxidación y de la reducción.—Nociones sobre los isótopos.—La radioactividad artificial.—La unidad de la materia.— Cuestionario.

264. La radioactividad.—La teoría atómica molecular, sobre todo a través de sus grandes éxitos en la química orgánica, parecía definitivamente confirmada a fines del siglo pasado, cuando un descubrimiento sensacional llamó la atención de todos los físicos y químicos del mundo, e inauguró una nueva era tanto para la Química como para la Física.

En 1895, el francés Becquerel descubre el siguiente fenómeno: las sales de *uranio* y el mismo uranio metálico, son capaces de emitir en la oscuridad (sin ser previamente expuestos a la luz), unas radiaciones parecidas a los rayos X, pues impresionan las placas fotográficas, atraviesan el papel negro, el aluminio y otros metales en láminas, descargan los cuerpos electrizados ionizando el aire, son desviadas por los imanes y causan la fluorescencia de ciertos minerales. También se comprobaron estos fenómenos en el *torio* y se consideraron como propiedades particulares de algunos elementos, designándolos como *fenómenos de radioactividad.*



Fig. 185.— Pierre Curie (1859-1906)



Fig. 186.— María Sklodowska de Curie (1867-1934)

Pero hubieran pasado casi desapercibidos, a no ser por el extraordinario esfuerzo que realizaron los esposos

Curie, quienes pudieron en 1898 anunciar el aislamiento de sustancias simples cuyos elementos poseían en un grado superlativo las propiedades radioactivas. Descubrieron dos nuevos elementos: el *polonio* primero, y poco después el *radio;* más tarde se agregó también el *actinio.*

El elemento más radioactivo es el radio, y no hay duda que es el más importante. Al revelar los esposos Curie las extraordinarias propiedades del radio, se conmovió todo el ambiente científico mundial pues pareció, en determinado momento, que no se cumplían las leyes fundamentales de la conservación de la materia y de la energía, y por lo tanto, que existían numerosas excepciones a la teoría atómica-molecular clásica. Agreguemos a ésto la admiración que causó el espíritu de sacrificio y la hermosa colaboración del matrimonio famoso en su tesonera e incansable tarea hecha por amor a la ciencia, sacrificio que se comprende ya con sólo mencionar, que para obtener un gramo de radio es necesario someter a numerosas operaciones cerca de tres toneladas de un mineral de uranio denominado "pechblenda".

El *radio* es un elemento de la familia de los alcalino-térreos, que posee ciertas analogías con el bario. La radioactividad es propia del elemento, pues tanto se presenta, y en el mismo grado, en la sustancia simple, como en cualquiera de sus sales. Generalmente cuando se menciona al radio, se hace referencia en realidad a una de sus sales, el *bromuro de radio.*

Los elementos radioactivos ejercen además ciertas *acciones fisiológicas* de enorme interés. Aplicado el radio sobre la piel produce enrojecimiento y verdaderas lesiones con trastornos generales (radio-dermitis), que han ocasionado muchas víctimas entre los médicos radiólogos. Pero usado racionalmente, el radio es beneficioso, pues, se emplea con éxito en la curación de algunas enfermedades, especialmente de ciertas formas del terrible cáncer.

265. Las radiaciones del radio.—Se hizo el siguiente experimento con el radio. Colocóse una pequeñísima porción de bromuro de radio en un bloque de plomo [1] situado entre los polos de un poderoso electroimán, recibiendo las radiaciones (verdaderos rayos de luz incolora, por así decir) en una placa fotográfica. Se comprobó que existen tres clases de radiaciones:

a) *Rayos alfa.*—Son rayos muy poco penetrantes (poder para atravesar sustancias), y formados por partículas cargadas de electricidad positiva (cationes de He). Estos rayos,

[1] El plomo es una sustancia "opaca" para las radiaciones del radio, es decir que éstas no lo atraviesan, por lo cual los médicos que aplican el radio se protegen con delantales y guantes de plomo, así como con anteojos de cristal que contiene plomo.

cuya actividad se pierde poco después de su origen, son los que provocan la fluorescencia en las pantallas de platinocianuro de bario, así como la fosforescencia en las de S Zn.

b) *Rayos beta.* — Son radiaciones mucho más penetrantes que las anteriores, pues están formadas por pequeñísimos corpúsculos de electricidad negativa (*electrones*), las cuales, sea por su ínfimo peso como por su gran velocidad, pueden fácilmente atravesar capas espesísimas de moléculas o iones. Tienen propiedades parecidas a las radiaciones que se producen al saltar chispas eléctricas en tubos con gases enrarecidos (rayos catódicos).

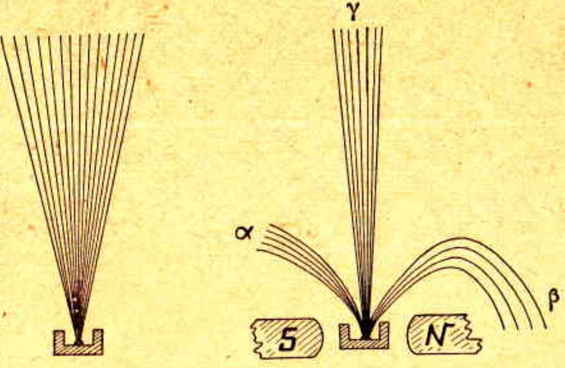


Fig. 187.—Acción de un electroimán sobre las radiaciones del radio.

c) *Rayos gamma.*—Estos, que no son desviados por el campo magnético, son radiaciones de naturaleza parecida a los rayos X [1], por lo tanto, dotados de un gran poder penetrante. Por estos rayos fué conocida la extraordinaria radioactividad del radio.

266. La transmutación de los elementos. — Experimentos inobjetables del inglés lord Ramsay han demostrado que expontáneamente y de manera continua el radio no sólo produce *helio* (las radiaciones alfa) [2], sino que se engendra otro gas, hasta entonces desconocido, denominado al principio *emanación* y posteriormente *radón* (a veces nitón). Se trata de un nuevo elemento, perteneciente por su inercia química y demás características a la familia de los gases nobles. Su peso atómico es 222, exactamente cuatro unidades menos que el peso atómico del radio, diferencia que a su vez corresponde al peso atómico del helio. Con todos estos datos pudo formularse así una verdadera *reacción hiperquímica*, no comparable a las reacciones químicas comunes, ya sea por su misma naturaleza como

[1] Los rayos γ son verdaderas ondas electromagnéticas como la luz y las ondas eléctricas, mientras que los rayos α y β son de naturaleza material. Para dar una idea del enorme poder penetrante de los rayos γ recordaremos que únicamente pueden ser detenidos por una capa de aire de 115 m y atraviesan parcialmente una chapa de hierro de 30 cm. de espesor. Constituyen la parte activa del radio en sus aplicaciones terapéuticas.

[2] 1 g de radio desprende 156 mm3 de helio por año (según Rutherford).

por estar acompañada por variaciones de energía millones de veces superior a la que se consume en los fenómenos químicos ordinarios. Esta reacción es la siguiente, donde se han anotado también la variaciones de los pesos atómicos:

$$\underset{226}{Ra} \longrightarrow \underset{4}{He} + \underset{222}{Rn}$$

Todos los químicos y físicos, acostumbrados a considerar como un axioma la inmutabilidad de los elementos, quedaron perplejos ante este notable ejemplo de una *transmutación de un elemento* que ofrecía el radio, y caracterizada porque el átomo de un elemento se trasforma en átomos de otros dos elementos. Esta transmutación acompaña siempre a los fenómenos radioactivos.

Pero más adelante, un gran físico-químico inglés, sir Ernesto Rutherford, logró realizar artificialmente la transmutación de un elemento con lo cual alcanzó a darle solución al viejo problema que preocupara a los alquimistas, y que parecía absurdo después de los magistrales experimentos de Lavoisier. Con aparatos especiales sometió el *nitrógeno* a un verdadero bombardeo atómico, proyectando el helio que a enorme velocidad despide el radio (rayos α), y consiguió transformarlo en una mezcla de hidrógeno y un isótopo del oxígeno (peso atómico 17):

$$\underset{14}{N} + \underset{4}{He} \longrightarrow \underset{17}{O} + \underset{1}{H}$$

El aluminio capturando una partícula α y libertando un protón produce un isotopo del silicio:

$$\underset{27}{Al} + \underset{4}{He} \longrightarrow \underset{30}{Si} + \underset{1}{H}$$

Es de imaginar que fenómenos tan curiosos sembraron la duda entre los físico-químicos, sobre todo el cuerpo de doctrina que se conoce con el nombre de teoría atómica. Pero debe advertirse, que la noción de átomo conserva toda su primitiva importancia en los fenómenos físicos y en las reacciones químicas ordinarias, pues son relativamente pocos los elementos radioactivos *(radioelementos)* [1]

267. La estructura atómica.—Los fenómenos de la radioactividad confirmaron ampliamente una noción que ya habíase generalizado entre los físico-químicos del siglo pasado, y que estaba en contradicción con el concepto clásico del átomo conside-

[1] El más radioactivo es el radio; menos radioactivos, son el radón y el polonio; mucho menos aún el uranio, torio y actinio, y en forma apenas apreciable se comprueba radioactividad en el potasio y rubidio.

rado como la más pequeña partícula de materia que puede imaginarse, y, por lo tanto, indivisible. Dicha noción concibe el átomo a través de los siguientes postulados:

1) *El átomo posee estructura.*—A mediados del siglo pasado el gran químico alemán Roberto Bunsen, en compañía de Kirchhoff, descubren un sensible método de análisis *(análisis espectral)*, que permitió descubrir dos nuevos elementos alcalinos, el rubidio y el cesio, y hasta revelar los elementos que forman parte de los astros.

Si se someten las sustancias a la alta temperatura de una llama, se ponen incandescentes y hasta colorean a la misma [1]. Estas *llamas coloreadas* se pueden examinar con un aparato especial llamado *espectroscopio:* haciendo pasar por un prisma de cristal la luz emitida, se descompone en una serie de rayas, cuyo número, intensidad y colocación son características de cada elemento y sirven como medio sensible para reconocerlos *(espectros de emisión)*.

Para explicar la formación de los espectros, se consideró que la acción del calor de las llamas, excita a los átomos que funcionan como verdaderos "osciladores", emitiendo radiaciones luminosas de igual frecuencia que las absorbidas [2]. Si los átomos fueran corpúsculos de constitución material uniforme (una sola partícula continua), al oscilar bajo la excitación del calor, emitirían una luz monocromática, es decir, tal que, analizada al espectroscopio, dejaría ver únicamente una sola raya de determinada longitud de onda. En cambio, como los espectros de emisión presentan varias rayas diversamente ubicadas, debemos suponer que no es una sola partícula la que vibra en el átomos, sino un sistema complejo de partículas, cada una de las cuales emite una luz de determinada longitud de onda, revelada por medio de una raya propia [3] El átomo posee, entonces, una estructura compleja.

2) *Las partículas que forman al átomo poseen cierta carga eléctrica.* — El físico holandés Zeeman comprobó que influenciando la llama de un metal por medio de un poderoso electroimán, donde había primitivamente en el espectro una

[1] Se pueden hacer experimentos llevando una fibrilla de amianto o un hilo de platino mojados con una sal, hacia el borde inferior de la llama de un mechero de Bunsen: aparece en muchos casos una coloración que es típica de ciertos elementos. Así, p. ej.: el Na da color amarillo; el Li y el Sr rojo vivo; el K violeta; el Ba amarillo verdoso; el Cu azulado; el Ti verde esmeralda etc. En el uso de sales de estos elementos se funda la obtención de llamas coloreadas en los fuegos artificiales.

[2] Como señala M. Boll se impone aquí la comparación con el diapasón que no emite por excitación sino vibraciones sonoras de longitud de onda determinada; inversamente, impresionados por estas vibraciones, y sólo por ellas, el diapasón vibra.

[3] No debemos generalizar mucho este concepto, que es de carácter transitorio y esquemático, pues, podríamos creer que los átomos de sodio están formados por una sola partícula, pues el espectro visible presenta una única raya.

sola raya, aparecen dos (dobletes), tres (tripletes) o más de tres (multipletes) rayas espectrales. Este fenómeno se conoce con el nombre de *efecto Zeeman*. Así, la raya verde A del cadmio, bajo la influencia de un campo magnético se desdobla en dos rayas B y C colocadas a ambos lados de la primitiva y equidistantes. Zeeman confirma la sospecha acerca de la existencia de una estructura en el átomo, puesto que en este caso, de un solo oscilador que engendraba la luz A, se han obtenido dos que originan las luces B y C, y además, demuestra que las partículas de dicha estructura deben poseer una carga eléctrica, puesto que son influenciadas por un campo magnético.

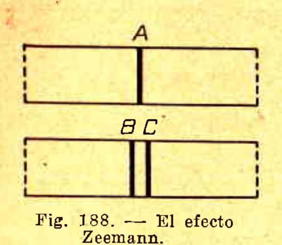


Fig. 188. — El efecto Zeemann.

De que la electricidad es un componente de los átomos, ya se tenía una idea al ver que se origina energía eléctrica como resultado de una reacción química (pilas y acumuladores), por los fenómenos de la electrólisis y las leyes de Faraday, así como los de la ionización en los cuales los átomos eléctricamente neutros pueden emitir cargas positivas o negativas, sin que sea necesario comunicarle electricidad exterior, como ocurre en los siguientes ejemplos:

$$2\,Na + H_2O \longrightarrow 2\,Na^+ + 2\,HO^- + H_2\uparrow$$

$$Cl_2 + H_2O \rightleftarrows Cl^- + ClO^- + 2\,H^+$$

Y por fin, los fenómenos de radioactividad se interpretaron desde el año 1902 (Rutherford y Soddy) como verdaderas explosiones de los átomos *(teoría de la desintegración atómica)*, en las cuales se ponen en libertad las partículas que integran la estructura del átomo: unas eléctricamente positivas (los cationes de helio de las radiaciones α) y otras eléctricamente negativas (los electrones de las radiaciones β).

Como consecuencia diremos: los átomos no están formados por una única partícula de materia, sino que son sistemas complejos formados por la reunión de partículas, de las cuales las unas son eléctricamente positivas y las otras eléctricamente negativas *(teoría de la estructura atómica)*.

268. Teoría de la estructura electrónica del átomo; electrones y protones.—Hasta el año 1914, mucho habían discutido los físicos y los químicos acerca de la imagen del átomo, que, evidentemente ya no podía concebirse como la más pequeña partícula de materia que puede existir, sino como un verdadero edificio más o menos complicado. Hoy se acepta universalmente la estructura enunciada por el francés J. Perrin (1901),

expuesta claramente por el inglés Rutherford, y demostrada matemáticamente para algunos átomos, dando una acertada explicación de los espectros de emisión, por el danés Niels Bohr. Esta estructura, que se asemeja a un sistema planetario, considera dos zonas en el átomo:

a) *zona cortical o externa.*—Está formada por *electrones*, corpúsculos cuyo peso es igual a $\frac{1}{1850}$ del peso del hidrógeno, que giran en órbitas (circulares, elípticas, etc.) alrededor de la parte central. Los electrones de la *órbita periférica* se llaman también *electrones de valencia*, pues pueden separarse con cierta facilidad en las reacciones químicas, siendo su número un índice de la valencia de los elementos. Si el átomo recoge electrones se transforma en *ion negativo* o *anion*, mientras que si pierde electrones, se obtiene un *ion positivo* o *catión*. Los demás electrones de esta zona, que giran en diversas órbitas alrededor del núcleo, no intervienen en las reacciones químicas comunes, siendo solidarios con el resto del átomo: son los *electrones satélites*.

b) *núcleo.*—El peso casi total del átomo está concentrado en el centro o núcleo del átomo. Como el átomo es eléctricamente neutro, las cargas negativas de los electrones de la zona cortical presuponen la existencia de cargas positivas equivalentes en el núcleo. Dichas cargas positivas se deben a la existencia de los llamados *electrones positivos* o *positones* descubiertos recientemente por el norteamericano Anderson (1932), que son corpúsculos de igual masa y carga eléctrica que la de los *electrones negativos* o *negatones*, pero de signo contrario. Los positones, a su vez están sólidamente unidos a soportes materiales, denominándose al conjunto *protones*, que no son sino los núcleos de los átomos de hidrógeno. En definitiva, las partículas últimas de materia son los *protones*, cuya masa es la del núcleo de hidrógeno y que tiene la misma carga eléctrica del negatón, pero de signo contrario. A veces, se reúnen cuatro núcleos de hidrógeno para formar núcleos de helio o *heliones* (rayos α). Y por último, hace poco descubriéronse partículas cuyo peso es el del átomo de hidrógeno, eléctricamente neutras, y que en una proporción importante contribuyen a formar el peso material del átomo: son los *neutrones* descubiertos por el inglés Chadwick (1932) [1].

1 Aún no se sabe bien si los neutrones son núcleos de hidrógeno, con carga neutra debido a su propia naturaleza, o bien si la ausencia de carga eléctrica es originada porque al corpúsculo material se han adherido un negatón y un positón. El positón es sumamente difícil de separar, no así el negatón o electrón clásico.

Generalmente se designa con la letra N *(número atómico)*, el número de cargas eléctricas, positivas en el núcleo o negativas en la zona cortical. De esta manera, por suma algebraica de ambas cargas se tiene, en cualquiera de los átomos: + N + (—N) = O.

Estructura del átomo	1 *Zona cortical.* (—N)	Negatones de valencia.
		Negatones satélites.
	2 *Núcleo.....* (+N)	Protones (neutrón+positón)
		Neutrones

De acuerdo con estas ideas, créese que el átomo consiste en un núcleo denso muy pequeño, situado en el centro de una esfera de influencia relativamente enorme y casi vacía. El átomo de hidrógeno, según la teoría de Bohr, estaría formado por un núcleo central positivo sumamente pequeño pero pesado, y un electrón también pequeño pero mayor que el núcleo y mucho menos denso, que gira a gran velocidad describiendo una órbita colocada a gran distancia del núcleo.

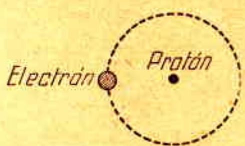


Fig. 189.—El átomo de hidrógeno según Bohr.

La relación de las dimensiones respectivas del núcleo atómico, del electrón y del átomo mismo, para el hidrógeno sería:

1 : 2000 : 100.000.000

Si se representa al núcleo atómico del tamaño de una cabeza de alfiler, y colocado en la Plaza de Mayo, el electrón poseería el tamaño de una manzana y describiría una órbita cuyo radio abarcaría la distancia existente entre la Plaza de Mayo y Olivos.

Como vemos, ¡la casi totalidad del átomo de hidrógeno está vacío! Es claro que estas afirmaciones están en pugna con lo que nos sugiere el buen sentido, que no llega a conciliar la existencia de estas "inmensidades desiertas" con la impenetrabilidad y la opacidad de los metales, p. ej. Pero la impenetrabilidad es un efecto de las fuerzas interatómicas, que se hacen considerables cuando las distancias son pequeñas, y la absorción de la luz en las sustancias opacas, parece resultar de la conductibilidad eléctrica, existiendo como un fenómeno de resonancia entre la onda incidente y los movimientos electrónicos.

269. La clasificación de los elementos según Mendelejeff.— En la primera mitad del siglo pasado se había formado el concepto de *familias naturales* de los elementos, agrupando aquellos entre los cuales existían analogías profundas, y habiendo observado que las propiedades variaban según aumentara o disminuyera el peso atómico. (Ver pág. 134).

Ya vimos, como ejemplos de estas agrupaciones, los metales alcalinos (K, Na, Li, Rb, y Cs), los metales alcalino-térreos (Ca, Ba y Sr), los halógenos (F, Cl, Br, I), etc.

En 1869, el profesor Mendelejeff de la Universidad de Leningrado (en aquel entonces de San Petersburgo), logró clasificar los elementos en forma racional, basándose en el peso atómico. El admirable esquema, que se conoce con el nombre de *clasificación periódica*, es la base segura para el estudio razonado y sistemático de la química.


Fig. 190.—Dimitri Ivanovitch Mendelejeff (1834 - 1907)

Al principio, resistida en algunos de sus aspectos y evidentes lagunas, fué luego ampliamente confirmada por la teoría electrónica, especialmente cuando se conocieron los estudios realizados por el joven sabio inglés Moseley después del año 1912, basando la clasificación en el número atómico.

A.—*La antigua clasificación periódica.*—Mendelejeff propuso ordenar los elementos siguiendo el valor creciente de sus pesos atómicos, formando una serie continua que iba desde el átomo más liviano (H=1) hasta el más pesado (U=238).

Estudió la variación de las propiedades básicas de los elementos (valencia, volumen atómico, óxidos, hidruros, etc.) en función de los pesos atómicos. Notó que cada ocho *(pequeños períodos)*, o cada 17 de ellos *(grandes períodos)*, presentaban propiedades muy semejantes. Así, descartando el H que queda fuera de esta clasificación, si tomamos los 16 primeros elementos, vemos que forman dos pequeños períodos, en donde cada 2 elementos tomados verticalmente presentan propiedades análogas perteneciendo a familias naturales; p. ej.: el He y el Ne son gases nobles, nulivalentes; el Li y Na, son metales alcalinos, monovalentes; el Be y el Mg, son metales alcalinos térreos, bivalentes; el C y el Si, son tetravalentes; el F y el Cl, son halógenos, etc.

He	Li	Be	B	C	N	O	F
(4)	(7)	(9)	(11)	(12)	(14)	(16)	(19)
Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
(20)	(23)	(24)	(27)	(28)	(31)	(32)	(35,5)

Pudo así expresar la importante ley empírica siguiente: "Ordenando los elementos según sus pesos atómicos crecientes, después de ciertos intervalos (períodos), se repiten aquellos elementos que poseen propiedades semejantes", o también puede decirse, que las *propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus pesos atómicos.*

Muchas críticas se hicieron a esta clasificación primitiva de Mendelejeff. V. gr.: el Ar, tiene que estar colocado eviden-

temente entre los gases nobles y antes del K, a pesar de poseer un peso atómico superior (39,9 contra 39,1 del K). Lo mismo ocurre en el caso del Te y del I, del Co y del Ni.

B.—*La nueva clasificación periódica.*—Todas las contradicciones de la clasificación de Mendelejeff, desaparecen si se ordenan los elementos de acuerdo con el valor creciente del número de orden de la clasificación periódica o *número atómico.* El número atómico es una verdadera constante de los elementos de valor absoluto que no ha sido creada artificialmente por el hombre, sino que ha resultado del hallazgo de una ley natural de importancia tan grande para la Química como la misma ley de los pesos de Lavoisier.

Cuando un elemento (bajo forma de sustancia simple o de combinación) se excita con los llamados rayos catódicos, de longitud de onda conveniente, se originan rayos secundarios (rayos Röntgen o X) en cuyo espectro se comprueban rayas características, que corresponden a una cierta radiación. Si se llama v a la frecuencia de la raya característica del rontgenespectro de un elemento, N su número atómico y k una constante característica de dicha raya, se comprueba la siguiente relación:

$$\sqrt{v} = k \cdot N$$

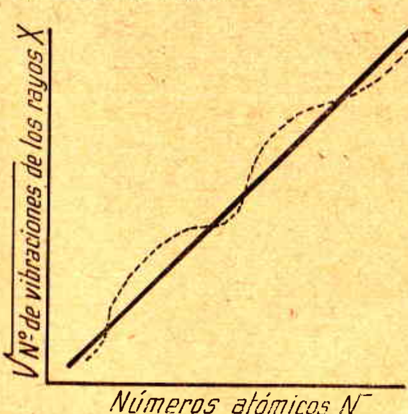


Fig. 191.—Representación gráfica de la ley de Moseley.

fórmula que corresponde a la *ley de Moseley,* que se define de la siguiente manera: "La raíz cuadrada de la frecuencia de las rayas del espectro de Röntgen de un elemento es una función lineal del número atómico" [1].

Si se llevan en una ordenada las raíces cuadradas de la frecuencia de una misma raya de los espectros de los distintos elementos y en abscisas los números atómicos, los puntos del gráfico hallado forman una recta.

En cambio, si se sustituyen los números atómicos por los pesos atómicos, los números resultarían irregulares, como está señalado en la figura por una línea de puntos.

De acuerdo con esto se ha comprobado que entre el H y el U, existen 92 elementos; permaneciendo de ellos, sólo desconocidos, los que corresponden a los números atómicos 85 y 87.

[1] Este descubrimiento notable se ha denominado ley de Moseley, para honrar la memoria de aquel sabio inglés que cayó, víctima de la guerra, en el frente de los Dardanelos, el 13 de junio de 1915, a la edad de 27 años.

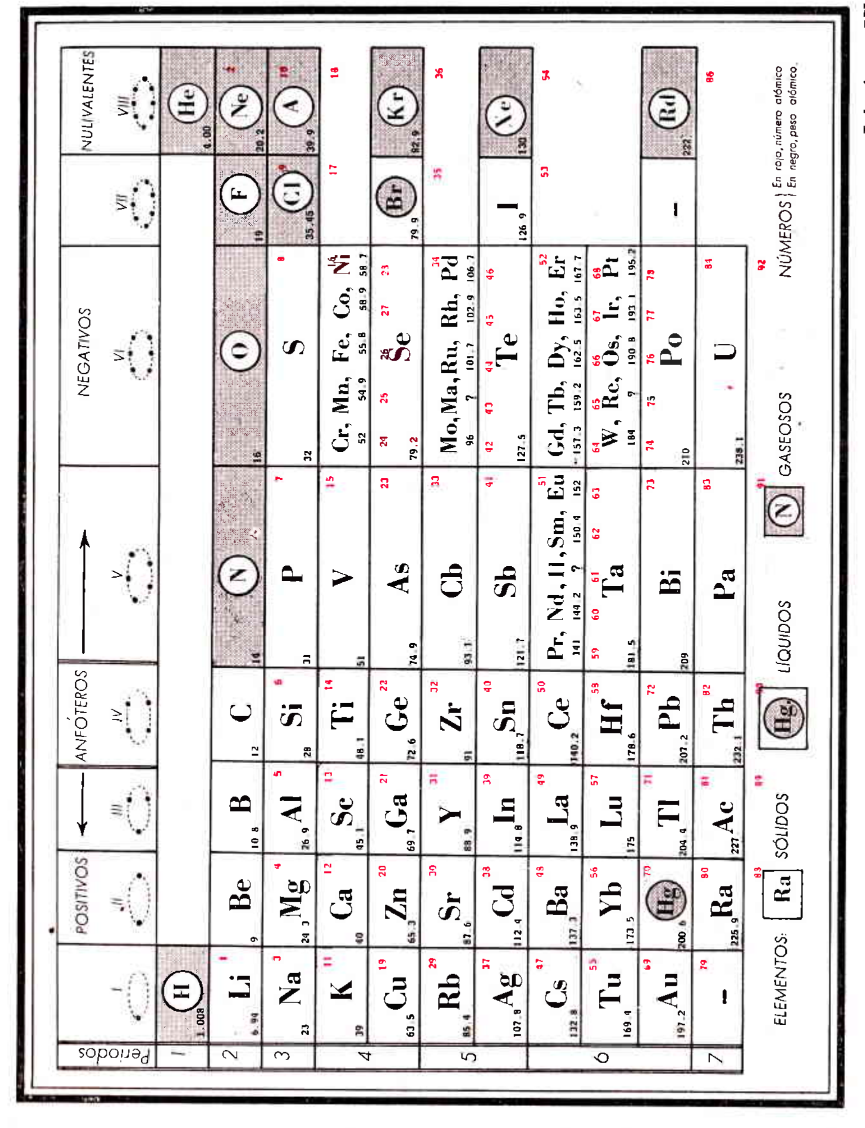


Lámina IX

Clasificación periódica de los elementos.

Esta *clasificación lineal* es superior a la antigua pues no presenta contradicciones, explicándose las anomalías del K y Ar, del Ni y Co, así como ubicando de manera acertada el numeroso grupo de las llamadas tierras raras.

Adaptando a la antigua clasificación de Mendelejeff, el concepto de número atómico, se puede formar un cuadro como el señalado en la lámina VIII, en donde se ven en sentido horizontal los llamados *períodos,* y en sentido vertical las *columnas* que agrupan los elementos de propiedades análogas, entre ellos los pertenecientes a las antiguas familias naturales. De acuerdo con estos hechos puede expresarse la ley periódica de la siguiente manera:

"Las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos"
(Ley periódica de Mendelejeff-Moseley).

270. Importancia de la ley periódica.—Las críticas que se hicieron a la clasificación periódica, no lograron oscurecer los grandes éxitos que se alcanzaron estudiando e interpretando la periodicidad de las propiedades de los elementos.

Recorriendo los períodos, se nota que las diferencias entre los pesos atómicos de elementos vecinos es casi constante y no pasa de 2, mientras que si se observan las columnas, las diferencias entre los pesos atómicos de los elementos vecinos es aproximadamente 22.

Allí donde Mendelejeff descubría una diferencia muy superior, dejaba un espacio en blanco, advirtiendo que ese lugar correspondía a un elemento por descubrir. De esta manera, el sabio ruso predijo la existencia de tres elementos que posteriormente se descubrieron: el escandio (peso atómico = 45), el galio (peso atómico=70) y el germanio (peso atómico=72).

Fué notable también, la coincidencia entre las propiedades previstas por Mendelejeff para los nuevos elementos, y las que luego se comprobaron:

Propiedades del germanio	*Previstas*	*Halladas*
Peso atómico	72	72,5
Densidad	5,5	5,47
Fórmula del óxido	GeO_2	GeO_2
Densidad del óxido	4,7	4,703
Fórmula del cloruro	Cl_4Ge	Cl_4Ge
Punto de ebullición	menos de 100°C	86°C

También prestó grandes servicios a la química esta clasificación, para fijar el peso atómico verdadero de ciertos elementos en casos de duda, como ocurrió para el indio (In= 114,8), o para determinar la valencia de un elemento cuando era motivo de discusión, como fué para el berilio o glucinio que desde entonces se ubica entre los elementos divalentes.

Estos grandes éxitos terminaron por imponer la clasificación periódica como uno de los más grandes descubrimientos de la química. Pero, aun fué mayor la certidumbre de hallarse ante una verdadera ley natural, cuando se comprobaron las *relaciones entre la clasificación periódica y la constitución electrónica de los átomos.*

Según se admite hoy, el número de electrones que gravitan alrededor del núcleo es precisamente igual al *número atómico* N. El átomo de H no posee sino un solo electrón (negatón), mientras que el de U posee 92 electrones (negatones). Siendo el átomo eléctricamente neutro, la carga negativa global de los electrones, está equilibrada por la carga positiva del núcleo, de tal manera que el *número atómico caracteriza la carga eléctrica del núcleo.*

Los electrones forman una serie de capas o anillos alrededor del núcleo, siendo la más externa *(electrones de valencia)* la capa que explica las propiedades análogas de los elementos de cada columna. *Los elementos de cada columna poseen un anillo externo de electrones que es similar.* Así, tomemos los dos primeros períodos de elementos, y coloquemos debajo del símbolo las capas de electrones, desde la más interna hacia la periférica y tendríamos:

He	Li	Be	B	C	N	O	F
2	2+1	2+2	2+3	2+4	2+5	2+6	2+7
Ne	Na	Mg	Al	Si	V	S	Cl
2+8	2+8+1	2+8+2	2+8+3	2+8+4	2+8+5	2+8+6	2+8+7

Como vemos, salvo para los gases raros, lòs demás elementos tienen los mismos electrones de valencia; Li y Na, un electrón; Be y Mg, dos; B y Al, tres; C y Si, cuatro, etc.

271. La afinidad y la clasificación periódica.—Como los gases raros (Ne, Ar, Kr, Xe, etc.) poseen una afinidad química nula, Abbeg ha creído lógico pensar que el anillo exterior de 8 electrones constituye la conformación más estable de la materia. Llegó así, a la conclusión que los átomos reaccionan los unos a los otros para completar a 8 electrones su anillo superficial. Esta es la *teoría octecial* del átomo, desarrollada por Kossel, sentando como principio que los diversos elementos tienden a adquirir la configuración del gas raro más próximo, perdiendo o adquiriendo los electrones necesarios.

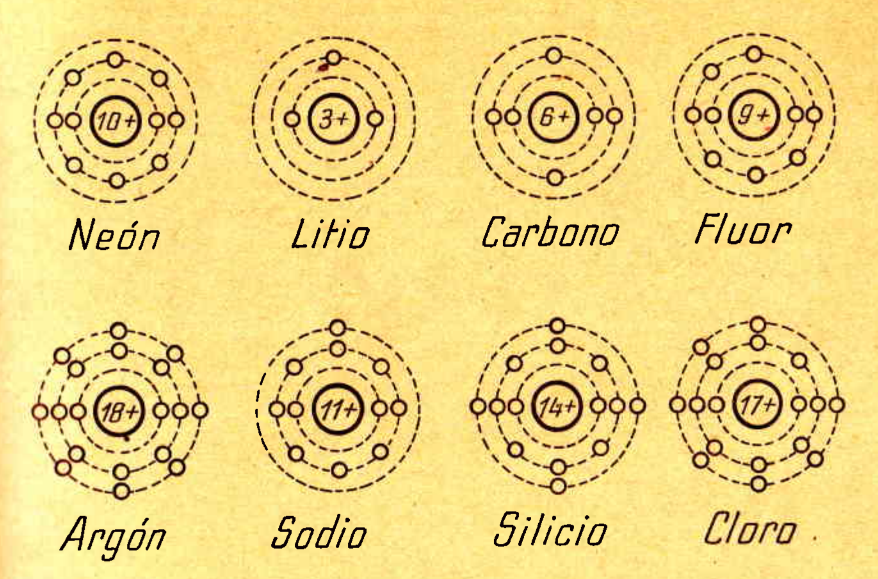


Fig. 192.—La constitución electrónica de algunos átomos.

De acuerdo con esta regla, se comprende como a los elementos ubicados en las tres primeras columnas de la clasificación periódica, les resulta más fácil, "perder electrones" dando cationes (*carácter electropositivo*) para asemejar su anillo exterior al gas raro de menor número atómico que antecede a los mismos, que "adquirir electrones" para formar un anillo externo semejante al gas raro de mayor número atómico que sigue a los mismos. Así, el Na es electropositivo, pues tiende a perder un electrón dando cationes sodio, cuyo anillo externo es semejante al del Ne, resultándole más difícil adquirir 7 electrones para formar un anillo externo igual al del Ar. A los elementos de las columnas 5, 6 y 7, en cambio les resulta más fácil "adquirir electrones" dando aniones (*carácter electronegativo*). En cuanto a los elementos de la columna 4, tanto pueden adquirir cuatro electrones como perderlos, para asemejarse a los gases raros próximos, estando equilibradas las tendencias electropositivas con las electronegativas (*carácter anfótero*).

Esta tendencia de los átomos a completar a ocho el anillo exterior de electrones formando lo que se llama un *octeto*, ha dado fundamento a la teoría del *átomo cúbico*, desarrollada por los norteamericanos Lewis y Langmuir, considerando que los electrones externos tienden a disponerse en los vértices de un cubo, que, como es sabido, es una figura de una simetría perfecta.

Fig. 193.—La formación del cloruro de sodio.

272. La valencia y la teoría electrónica. — Hemos visto que existen dos tipos principales de enlaces de valencia: los de *electrovalencia* y los de *covalencia*.

La electrovalencia, característica de los iones de las sustancias electrolíticas, está dada por la adquisición de electrones (aniones) o la pérdida de electrones (cationes). El número de electrones adquiridos o ganados nos

da el valor de la valencia. En el esquema adjunto se ve la formación del cloruro de sodio (fig. 193).

Las fuerzas que mantienen unidos a los iones antagonistas en los electrólitos son de naturaleza electroestática, y su robustez no es tan grande como la de los enlaces de covalencias, tanto, que al disolverlos en ciertos disolventes se separan los iones (solvatación iónica).

Fig. 194.—La formación de una molécula de hidrógeno.

En el caso de la covalencia, la unión es sumamente sólida y de carácter electromagnético, según la teoría de Lewis (1916). Efectivamente, las ligazones covalentes se originan por dos electrones, que comparten los dos elementos unidos por atracciones magnéticas ocasionadas por movimientos oscilatorios o rotatorios opuestos de los negatones, o *spin* opuestos, como se los designa, y que podemos esquematizar así: ↑ ↓[1]

En las figuras que van a continuación se da un esquema de la formación de una molécula de hidrógeno y de una molécula de metano, viéndose en el primer caso un par de electrones compartidos (doblete magnético), y en el segundo caso cuatro dobletes electrónicos.

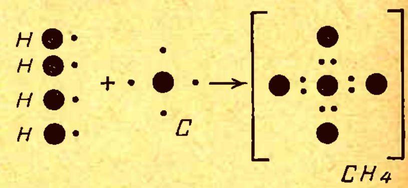


Fig. 195.—La formación de una molécula de metano.

273. Explicación electrónica de la oxidación y de la reducción.—La reacciones de óxido-reducción se explican a través de la existencia en las sustancias reductoras u oxidantes de átomos con valencia variable, que al reaccionar *intercambian electrones*. De esta manera:

Un oxidante ⟶ adquiere electrones

Así, el cloro actúa adquiriendo un electrón y pasando a anión cloro, como el hierro de las sales férricas (catión férrico) adquiere un electrón pasando a catión ferroso:

$$Cl + 1\ e \longrightarrow Cl^-$$
$$Fe^{+++} + 1\ e \longrightarrow Fe^{++}$$

Los electrones son cedidos por las sustancias reductoras, que se caracterizan entonces porque:

Un reductor ⟶ cede electrones

Así, las sales ferrosas son reductoras porque pueden ceder un electrón (adquiridos por un oxidante) pasando a catión férrico:

$$Fe^{++} \longrightarrow Fe^{+++} + 1\ e$$

Cuando las oxidaciones se realizan por la acción directa del oxígeno, se denominan *oxigenaciones*, y cuando las reducciones se obtienen mediante la acción directa del hidrógeno, se denominan *hidrogenaciones*. Las oxigenaciones y las hidrogenaciones serían casos particulares de los procesos de oxidación y de reducción respectivamente.

[1] Es sabido que el movimiento de un cuerpo electrizado origina un campo magnético. Un movimiento en igual sentido de los cuerpos electrizados, produce un rechazo de los mismos, mientras que existe atracción si el movimiento es opuesto, como ocurre con el doblete de electrones que poseen spin opuesto.

274. Nociones sobre los isótopos.—Al estudiar la degradación que sufren las familias de los radioelementos (torio, radio, actinio) se vió que daban átomos de plomo, cuyo peso atómico era ligeramente distinto del que corresponde al plomo ordinario. Este hecho fué luego generalizado a muchos otros átomos por los experimentos realizados por el inglés Aston por intermedio de un aparato sensible (espectógrafo de masa). Soddy, en 1913, denominó *isótopos* (de isos, igual; topos, lugar) a los elementos que poseyendo el mismo número atómico, tienen distintos pesos atómicos.[1]

Fajans denominó *pléyade* al grupo de esos isótopos, que tienen el mismo número atómico. Así, por ejemplo, el torio (232), el uranio Y (230), el radiotorio (228), el ionio (230), el uranio X (234), poseen el número atómico 90, siendo los isótopos que forman la pléyade del torio. El plomo (206), el radio B (214), el actinio B (210) y el torio B (212) forman parte de la pléyade del plomo (número atómico 90). Las propiedades químicas de los elementos isótopos son idénticas (igual envoltura electrónica).

Los átomos isotópicos están caracterizados por núcleos que llevan la misma carga positiva global, pero resultante de la combinación de diferentes números de neutrones y protones. Así, vemos en el ejemplo de los isótopos del cloro (peso atómico 35 y 37), que el núcleo tiene una configuración diferente:

	Cl_{35}	Cl_{37}
Protones (+)	**17**	17
Neutrones (n)	18	20
Negatones satélites (—)	10	10
Negatones de valencia (—)	7	7
Peso atómico	35	37
Número atómico	17	17

Un descubrimiento sensacional de los últimos años fué el de los *isótopos del hidrógeno*, por la escuela norteamericana de H. C. Urey (1932). En efecto, existen del hidrógeno tres isótopos: el común o *hidrógeno* propiamente dicho (peso ató-

[1] Existen también elementos *isóbaros*, es decir, de igual peso atómico, pero diferenciados por su número atómico. Las propiedades químicas de estos elementos son diferentes.



Fig. 196.—Los isótopos del cloro.

mico 1), el hidrógeno pesado o *deuterio* (peso atómico 2), y el *tritio* (peso atómico 3). El núcleo atómico del deuterio, por analogía con el protón del hidrógeno, se llama *deutón*, y parece ser uno de los constituyentes de los átomos de los demás elementos.

Del deuterio, cuyo símbolo es D, se conocen combinaciones, como el *agua pesada*, que parece está presente en pequeñas proporciones en el agua común, y cuyas propiedades se estudían actualmente.

H_2O	D_2O
agua	agua pesada

El agua pesada tiene una densidad a 25° de 1,105 6, presentando el máximo de densidad a 11,6°. El punto de fusión del agua pesada sólida es de 3,8°, mientras que el punto de ebullición es de 101,42°.

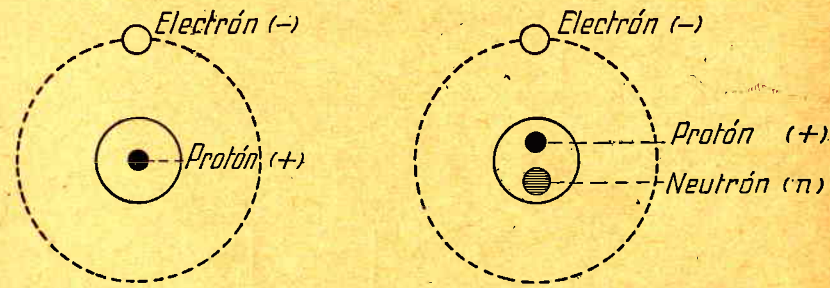


Fig. 197.—El hidrógeno común y el hidrógeno pesado (isótopos del hidrógeno).

275. La radioactividad artificial.—En el año 1934, y a la distancia de pocos meses, los esposos Irene Curie y Federico Joliot de París, así como Enrique Fermi de Roma, consiguieron transformar en radioactivos a elementos que corrientemente son inactivos.

Los esposos Joliot, utilizando las partículas α emitidas por el polonio consiguieron hacer radioactivos al aluminio, al boro, al magnesio, al litio, al fluor, al sodio, etc.

El método de Fermi está basado en el empleo de los neutrones originados en la desintegración del berilio y debido a la ausencia de carga eléctrica de dicha partículas, parece que resultan mejores materiales agresivos que las partículas α. Efectivamente la radioactividad artificial así conseguida es de una estabilidad comparable en algunos casos a la natural, y puede ser provocada en casi todos los elementos aun los más pesados como el torio y el uranio.

¿Se logrará con estos experimentos obtener productos radioactivos más baratos que el radio de la naturaleza? Aun no podemos decir que sí, si bien es un problema de solución posible. En los últimos años se ha pro-

gresado muchísimo en la técnica de la física atómica, con la invención del *ciclotrón* por Lawrence en California, donde los proyectiles adquieren enormes velocidades impulsados por diferencias de potencial de hasta 10.000.000 de voltios!

276. La unidad de la materia.—Al principio del siglo pasado (1815), el médico inglés Prout creyó que los pesos atómicos de los diversos elementos eran múltiplos enteros del peso atómico del hidrógeno, y propuso la hipótesis de la *unidad de la materia*, según la cual los elementos se formarían a partir de una sustancia única llamada *protilo*, y que no sería sino el hidrógeno. Como no pudo explicar los números fraccionarios que representaban a la mayoría de los pesos atómicos, cayó la teoría en el olvido.

Hoy, las investigaciones modernas sobre la estructura del átomo la confirman, pues vemos que todos los átomos están formados por los mismos materiales: negatones, positones, neutrones, y protones. Como el protón y el neutrón no son sino núcleos de hidrógeno, la hipótesis de Prout tiene hoy el valor de una verdadera teoría.

La presencia de números fraccionarios como expresión de los pesos átomos, está perfectamente explicada por la circunstancia de que los elementos conocidos son, en muchos casos, mezclas en proporciones variables de isótopos.

Los ensueños de los viejos alquimistas no nos parecen hoy atrevidos. Si observamos la tabla periódica, vemos que el oro precede al talio a la distancia de dos casillas, de modo que si se consiguiera sustraer una partícula α (átomo de He) al talio, el producto obtenido sería un isótopo del oro. Dicho oro podría provenir también del bismuto, después de expulsar dos partículas, α, o del plomo, expulsando 2 partículas α y una β. He aquí una serie de recetas para el alquimista moderno, pero que esperan un procedimiento práctico para su realización. ¿De qué manera fácil y rendidora llegaremos a actuar sobre los núcleos atómicos, para separar a voluntad partículas α o β? ¡El porvenir nos lo dirá! (F. Soddy).

CUESTIONARIO

1.—¿Qué se entiende por radioactividad? ¿Quién descubrió este fenómeno? ¿Cuál es la sustancia más radioactiva?

2.—¿Qué uso principal tiene el radio? ¿Por qué cuesta tan caro? ¿Cómo se protegen los médicos radiólogos de los efectos perniciosos del radio?

3.—¿Cuáles son las radiaciones radioactivas típicas y cuáles sus características?

4.—¿Qué significado ha tenido para la evolución de las ciencias físico-químicas el descubrimiento de la radioactividad?

5.—Cítense ejemplos de transmutación de elementos. ¿Quiénes pretendieron en la antigüedad lograr estos fenómenos con fines utilitarios?

6.—¿Cómo se concibe en la actualidad al átomo? ¿Qué razones existen para asignarle una estructura de carácter eléctrico?

7.—Nómbrense los constituyentes del átomo y su carácter eléctrico y material.

8.—¿Cuál es la base de la clasificación de Mendelejeff?

9.—¿Cómo se forma modernamente la tabla periódica?

10.—¿Qué es el número atómico y cómo se interpreta de acuerdo a la teoría electrónica?

11.—¿Cuál es la importancia de la ley periódica?

12.—¿Cuál es la naturaleza de la afinidad según la teoría electrónica?

13.—Dar los fundamentos de la teoría electrónica de la valencia.

14.—Definir a los oxidantes y a los reductores de acuerdo con los intercambios electrónicos. Dar unos ejemplos. ¿Qué relaciones existen entre las oxigenaciones y las hidrogenaciones y dichos fenómenos?

15.—Defínase a los isótopos. Cítense algunos ejemplos. ¿Por qué los pesos atómicos de muchos elementos están representados por números fraccionarios? ¿Cómo se interpreta la isotopía?

16.—¿Cuáles son los isótopos del hidrógeno? ¿Qué es el agua pesada?

17.—¿Cómo se ha logrado la radioactividad artificial?

18.—¿Qué se entiende por unidad de la materia?

APÉNDICE

Historia de la química.—Cronología de la química.—Los estudios químicos en la Argentina.—Industria química argentina.—Tablas y constantes físicas.

HISTORIA DE LA QUÍMICA

La evolución de la química se ha hecho por etapas sucesivas, escalonadas a través del tiempo en la siguiente forma:

1.—**Los tiempos antiguos.**—La química se inicia con un conjunto de observaciones sobre sustancias y fenómenos que las civilizaciones egipcias, hindu, china, griega y romana utilizaron de distintas maneras. Los hechos eran presentados conjuntamente con especulaciones astrológicas, religiosas o aún mitológicas, todo lo cual hacia de la química en aquellos remotos tiempos una disciplina misteriosa con muchos puntos de contacto con la llamada "magia negra".

Sin embargo, debe reconocerse que entre los filósofos griegos aparece la primera teoría científica, la *teoría atómica* creada por Leucipo (430 años a J. C.) y luego concretada claramente por Demócrito (400 años a J. C.), y sostenida sucesivamente por Epicuro (300 años a J. C.) y entre los romanos por Lucrecio (90 años a J. C.).

2.—**La alquimía.**—Los árabes recogieron en la Edad Media la cultura del mundo antiguo, y en lo referente a los conocimientos químicos, se dedicaron con empeño a cultivar la llamada alquimia. Si bien era absurda la finalidad que buscaban, la famosa *piedra filosofal* que había de transformar cualquier metal en oro, o el *elixir de larga vida* o *panacea* capaz de conservar indefinidamente la vida o la salud, en cambio acumularon una preciosa experiencia bajo la forma de nuevas sustancias, fenómenos y operaciones que luego serían de gran utilidad.

3.—**La hiatroquímica.**—El renacimiento cultural iniciado en Italia alcanzó también a los conocimientos químicos. El suizo Paracelsius (1493-1541) denunció las falsedades de los alquimistas y dignificó el campo de acción de la química, señalando que el verdadero objeto de la misma es la obtención de medicinas.

Un gran progreso técnico y experimental se produjo en la química, debiendo señalarse que durante este período comenzaron a estudiarse los gases, siendo el belga Van Helmont el fundador de la llamada "química pneumática".

4.—El período de la teoría de flogisto.—A principios del siglo XVII se inicia una renovación ideológica en las ciencias naturales, despojándolas de todo lo que fuera sobrenatural, imponiéndose el método experimental. Nace así la química moderna, como ciencia precisa y experimental, por obra del inglés Roberto Boyle (1626-1691), a quién se debe el haber aclarado los conceptos básicos de elemento, mezcla y combinación, así como la finalidad de la química.

Caracteriza a este período la llamada *teoría del flogisto*, ideada por el alemán Stahl (1660), que si bien era equivocada, tuvo la virtud de llamar la atención sobre los interesantes fenómenos de la combustión y acerca de la importancia de las cantidades de las sustancias que intervienen en los fenómenos químicos.

5.—Período de la teoría atómica molecular.—El gran químico francés Lavoisier, en la segunda mitad del siglo XVIII, tuvo el gran mérito de haber hecho comprender que la balanza es el instrumento más importante para el químico. De sus experimentos sobre las oxidaciones y las combustiones, surgió la primera ley que rige los fenómenos químicos: la *ley de la conservación de la materia*, a la cual siguieron bien pronto las demás. Se llegó así a establecer sobre sólidas bases, retornando a las ideas de los filósofos griegos, la *teoría atómica-molecular* por obra de diversos físicos y químicos, entre los cuales citaremos Daltón, Faraday, Gay-Lussac y Avogadro.

La química recibió durante el siglo pasado un enorme influjo, llegando a ser uno de los pilares en que se basa la civilización actual, imponiéndose principalmente por sus rotundos éxitos en la síntesis de sustancias orgánicas.

6.—La era de la radioactividad y de la física atómica.—El extraordinario descubrimiento del radio por los esposos Curie (1898), abre una nueva época para la química (la que estamos viviendo), que desde el punto de vista filosófico quizá signifique una supeditación de la química a la física, (la química puede considerarse hoy como un enorme capítulo de la física), pero que, en cambio, ha contribuído a darle la categoría de una ciencia de gran exactitud. Los progresos en las distintas ramas de la química se van sucediendo con tal rápidez y variedad que es muy difícil poseer una idea clara y panorámica de los principales descubrimientos. De cualquier manera, es evidente que caracteriza a la estructura de la química moderna una relación siempre más estrecha con la física, tanto que una ciencia relativamente nueva, la físico-química, desempeña un papel preponderante en la teoría de todos los procesos químicos.

CRONOLOGÍA DE LA QUÍMICA

Año 430 a J. C.—Leucipo esboza la hipótesis atómica.

" 702 d " "—Nacimiento probable de Geber, famoso alquimista árabe a quien se atribuye el descubrimiento del ácido nítrico.

" 1577 " " "—Nace Juan Bautista Van Helmont, fundador de la química pneumática.

Año 1613 d J. C.—Angel Sala prepara ácido sulfúrico quemando azufre en presencia de vapor de agua y de un exceso de aire.

" 1620 " " "—Lefebre y Lemery perfeccionan el método de Sala empleando nitro, con lo cual encontraron el principio para la fabricación en gran escala del ácido sulfúrico, medio de gran importancia histórica para el progreso de la industria química.

" 1627 " " "—Nace Roberto Boyle, padre de la química moderna.

" 1766 " " "—Cavendish descubre el hidrógeno.

" 1774 " " "—El oxígeno es descubierto por Priestley y Scheele.

" 1774 " " "—El farmacéutico Scheele descubre el primero de los halógenos, el cloro.

" 1777 " " "—Lavoisier descubre la ley de la conservación de la materia.

" 1804 " " "—Dalton publica su teoría atómica.

" 1804 " " "—Serturner, boticario alemán, aisla el primer alcaloide, la morfina.

" 1807 " " "—Davy aisla el sodio y el potasio de sus combinaciones mediante la electricidad.

" 1811 " " "—Avogadro publica su famosa regla y da los fundamentos de la teoría molecular.

" 1828 " " "—Wohler sintetiza la urea a partir del cianato de amonio y establece la distinción entre química inorgánica y orgánica.

" 1830 " " "—Faraday publica sus leyes sobre la electrólisis.

" 1830 " " "—Liebig idea el nuevo horno de combustión, base del análisis orgánico.

" 1831 " " "—Liebig descubre el cloroformo, el más famoso de los anestésicos generales.

" 1840 " " "—N. Goodyear descubre la vulcanización del caucho.

" 1843 " " "—Kolbe realiza la síntesis del ácido acético.

" 1854 " " "—Berthelot inicia la serie de sus admirables síntesis de productos orgánicos.

" 1856 " " "—Perkins descubre accidentalmente el primer colorante derivado del alquitrán de hulla al tratar de sintetizar la quinina.

" 1856 " " "—Kekulé comienza a publicar sus célebres comunicaciones acerca de la valencia del carbono.

" 1861 " " "—Bunsen y Kirschoff describen el espectroscopio.

" 1867 " " "—Arrhenius da a conocer la teoría de la ionización.

" 1869 " " "—Mendelejeff publica su clasificación periódica de los elementos.

Año 1874 d J. C.—Kolbe realiza la síntesis del ácido salicílico, de gran importancia para la industria orgánica.

" 1883 " " " —Knorr descubre la antipirina, uno de los más famosos medicamentos sintéticos.

" 1898 " " " —Los esposos Curie descubren el radio.

" 1912 " " " —Laue inicia la roentgenespectroscopía.

" 1913 " " " —Moseley descubre la ley que lleva su nombre, y que afirma el concepto de número atómico, así como la clasificación periódica.

" 1913 " " " —Soddy define los isótopos.

" 1919 " " " —Astón precisa y generaliza el fenómeno de la isotopía por medio de su espectrografo de masa.

LOS ESTUDIOS QUÍMICOS EN LA ARGENTINA

Difícil es hacer una síntesis que abarque en pocas líneas el sentido y la importancia del esfuerzo argentino en provecho de la química pura y aplicada.[1]

Al fundarse el *Protomedicato* en la época colonial, una especie de escuela de medicina rudimentaria, las nociones de química fueron dadas por Cosme Argerich.

Creada la Universidad de Buenos Aires por iniciativa de Rivadavia, en su Facultad de Medicina se fundó la primer cátedra de química ,y el primer laboratorio a cargo de Manuel Moreno, hermano del prócer. Pero bien pronto la tiranía de Rosas truncó esta obra cultural y social en sus comienzos.

"Veinte años habían transcurrido desde la jornada de Caseros que diera en tierra con la tiranía — según dice Herrero Ducloux —, y la química, que renaciera bajo el polvo amontonado por los años sobre el laboratorio de Manuel Moreno, olvidado en los claustros de Santo Domingo, se considera ya como ciencia básica y de transcendental futuro, gracias a Miguel Puiggarí, *fundador* de la enseñanza de la química moderna en la República, como Cosme Argerich había sido el *precursor* en 1802, y Manuel Moreno el *iniciador* en 1822".

Comienza así una época en donde intervienen como químicos los farmacéuticos, teniendo que resolver toda clase de problemas. Enseñar química, difundir los descubrimientos más notables, iniciar la investigación científica, preparar medicamentos, explorar nuestras riquezas naturales, fundar industrias, asesorar a las autoridades en problemas sanitarios o de índole industrial, ejercer el control de las mercaderías circulantes, etc.

Estos meritorios químicos ("químicos del pasado", como los llama Herrero Ducloux) no pudieron especializarse en determinadas ramas de la química, sino que las circunstancias los obligó a no ignorar nada de lo fundamental.

Citaremos las figuras descollantes de esta época. Miguel Puiggarí, desde 1858 desarrolló una labor activísima y fecunda en las cátedras universitarias, en el laboratorio, en conferencias públicas; como asesor de las autoridades sanitarias, como consejero técnico de las industrias, como redactor asiduo de la *Revista Farmacéutica* creada en 1858, y como colaborador, más tarde, de todas las revistas científicas del país. Sólo la muer-

[1] Puede verse una buena información acerca de este tema, que tanto interesa para el conocimiento de nuestra cultura, en las dos obras del eminente maestro Enrique Herrero Ducloux, *"Los estudios químicos en la República Argentina"* (1810-1910) Buenos Aires 1912, y *"Evolución de las Ciencias en la República Argentina.—III Las Ciencias Químicas"*, Buenos Aires, 1923.

te interrumpió en 1889 sus actividades, ejercidas con indiscutible autoridad.

Juan J. J. Kyle, que se graduó de farmacéutico en 1872 a la vuelta de la guerra del Paraguay, poseedor de una verdadera erudicción, basada en sus conocimientos teóricos y en la gran experiencia adquirida en el laboratorio, tuvo gran influjo como consultor seguro de cuantos problemas se le plantearan.

Pedro N. Arata, posiblemente el químico más brillante y conocido que hayamos tenido, dotado de una gran inteligencia y de cultura general profunda, actuó como escritor cultísimo, didacta eximio e investigador conocido en los centros científicos europeos. Aisló nuevos alcaloides en diversas plantas indígenas, imaginó una marcha sistemática para la separación de los principios inmediatos de los vegetales, citada en los mejores textos de fitoquímica, y encontró un método para buscar los colorantes de anilina en los alimentos, que ha sido adoptado universalmente.

Además, debemos citar los nombres de Otto Schneyder, Tomás Perón, Domingo Parodi, Atanasio Quiroga, Francisco P. Lavalle, y otros que actuaron en Buenos Aires, así como los químicos y naturalistas alemanes Max Siewert, Adolfo Doering, Federico Schickendantz, Alfredo Stelzner, Ludovico Brackebusch, Guillermo Bodenbender y Luis Harperath, que actuaron en Córdoba.

Un hecho que había de tener una influencia transcendental sobre la evolución de la química en nuestra patria, fué la inauguración de los cursos de *doctorado en química* (año 1897) en la Universidad de Buenos Aires. Se llegó a intensificar los estudios químicos, orientándolos dentro del marco de una carrera especial, que consultaba nuevas necesidades del ambiente y de la época. Ya desde entonces surgieron los químicos especializados, que dominando una sola rama de la química, pudieron alcanzar resultados efectivos para el progreso de esta ciencia. Para no citar sino un ejemplo, señalaremos a un eminente químico recientemente fallecido, Luis Guglialmelli, que formó una escuela de hombres de ciencia dedicados a la química orgánica, y cuyas investigaciones acerca del fluoreno, de los compuestos xánticos, de los complejos wolfrámicos y molibdicos han sido registrados en la literatura química mundial.

Desde el año 1919, se ha instituido el *doctorado de bioquímica y farmacia*, que señala también una evidente tendencia a la especialización.

Actualmente, en el territorio de la República existen los siguientes institutos donde se enseña la química con carácter superior:

a) La Escuela de Química de la Facultad de Ciencias Exactas, Físicas y Naturales de Buenos Aires, donde se cursan las carreras de doctorado en química y de ingeniería industrial.

b) La Facultad de Química y Farmacia de la Plata, primera y única de esta índole en el país, donde puede adquirirse los grados académicos de farmacéutico, doctor en química y doctor en bioquímica y farmacia.

c) La Facultad de Química Industrial y Agrícola de Santa Fe, que expide el título de ingeniero químico.

d) Las Escuelas de Farmacia de las Universidades de Buenos Aires, Córdoba, Rosario y Tucumán, donde pueden seguirse las carreras de farmacéutico y doctor en bioquímica y farmacia.

Además, existen cátedras de química en las Escuelas de Medicina, en las de Agronomía y Veterinaria, de Ingeniería, en las Escuelas Industriales, etcétera.

En la actualidad contamos en la República con verdaderos institutos de investigación química, como el de la Facultad de Química y Farmacia de la Plata, con sus departamento de química orgánica, biológica y química analítica; el Instituto de Fisiología de Buenos Aires; el Instituto de investigaciones físico-químicas y de química agrícola de Santa Fe; y laboratorios donde aparte de las tareas de control, se investiga, como los que pertenecen a las Obras Sanitarias de la Nación, al Departamento Nacional de Higiene, al Ministerio de Marina, a la Oficina Química Nacional y Municipal, etc.

Existe hoy la tendencia, que debe ser alentada, de fomentar la investigación científica, base de todo progreso cultural y técnico, enviando becados a los mejores centros europeos y norteamericanos. En esta importante tarea están empeñadas la *Asociación Argentina para el progreso de las Ciencias*, así como la *Comisión Nacional de Cultura*, recientemente creadas y cuyos resultados bien pronto permitirán valorar su transcendencia para el futuro de nuestra Patria.

INDUSTRIA QUÍMICA ARGENTINA

> "Una nación, en el concepto moderno, no puede apoyarse exclusivamente en la ganadería y en la agricultura, cuyos productos no dependen solo de la actividad o de la habilidad del hombre, sino, y en gran parte, de la acción caprichosa de la naturaleza.
>
> No hay hoy, ni puede haber gran nación, si no es nación industrial, que sepa transformar la inteligencia y actividad de su población en valores y en riquezas, por medio de las artes mecánicas. La República Argentina debe aspirar a ser algo más que una inmensa granja de la Europa y su verdadero poder no consiste ni consistirá en el número de sus cañones y de sus corazas, sino en su poder económico".
>
> *Carlos Pellegrini.* - 1903.

Si echamos una ojeada retrospectiva sobre el estado rudimentario de la industria química argentina en los días anteriores a la gran conflagración europea de 1914 y lo comparamos con la actualidad, surge evidente el enorme desarrollo alcanzado, máxime si se tiene en cuenta el acelerado ritmo de preparación para el futuro. Los trastornos de todo orden que ocasionó aquella gran guerra se manifestaron, sobre todo, por la carencia de numerosos productos químicos elaborados que antes llegaban del exterior; como consecuencia de esa necesidad nacieron una cantidad de industrias que han llegado a adquirir magnitudes insospechadas. Cuando se hablaba hace pocos años de la República Argentina como país agrícola-ganadero, no se imaginó que podríamos evolucionar hacia un porvenir industrial tan próspero. A crear este estado de cosas tan halagüeño contribuyeron: 1º la inestabilidad actual de los gobiernos europeos, lo que favorece la migración de capitales y técnicos hacia América y en particular a la República Argentina, instalándose nuevas industrias y, sobre todo, industrias químicas; 2º, la circunstancia de que la República Argentina posee yacimientos propios de combustible mineral, el petróleo, independizándola así de la importación.

La importancia alcanzada por la industria química argentina se revela analizando las cifras estadísticas oficiales, publicadas por imperio de la ley nº 12.104, correspondientes al censo industrial de 1937.

INDUSTRIAS QUÍMICAS INORGÁNICAS

Productos químicos	Unidad de medida	Cantidad	Valor m$n.
Oxígeno	m.³	2.376.830	888.786
Anhídrido carbónico	Kg.	4.955.483	840.130
Gas cloro	"	3.430.900	287.885
Acetileno	"	218.091	282.741
Anhídrido sulfuroso	"	255.400	133.240
Ácido sulfúrico	"	37.802.222	1.865.139
" clorhídrico	"	1.706.469	204.075
" nítrico	"	352.200	114.626
Alúmino-férrico	"	12.986.231	935.009
Sulfato de aluminio	"	10.301.598	822.729
Sulfato de cobre	"	158.700	63.411
Sulfato de soda	"	461.057	32.846
Azufre en diversas formas		——	552.664
Soda caústica	"	3.585.800	475.745
Soda cristal	"	2.823.985	206.153
Sulfuro de calcio	litros	3.142.655	353.752
Sulfuro de carbono	Kg.	1.142.000	319.070
Hipoclorito de sodio	"	5.446.722	252.007
Hipoclorito de calcio	"	552.991	118.807
Borato de sodio	"	1.095.241	245.430
Silicato de sodio	"	1.983.594	180.618
Óxido de cinc	"	620.000	192.000
Amoníaco	"	243.383	122.380
Agua destilada	litros	2.832.676	117.908
Bebidas sin alcohol	"	36.620.061	6.824.717
Soda en sifones, botellas, etc.	"	293.503.837	7.403.787
Agua mineral	"	3.531.694	462.385
Carbón vegetal	Tons.	205.739	5.565.647
Sal común	Kg.	135.268.545	1.734.476
Pólvoras y explosivos	"	151.770	237.262
Aguas para lavar	litros	26.145.356	938.522
Fósforos	cajas	566.016.912	4.906.858
Productos químicos fraccionados		——	192.416
Cemento Portland	Tons.	1.055.544	31.882.727
" blanco y natural	"	3.495	163.173
Cal viva, hidratada e hidráulica	"	388.849	8.047.065
Yeso molido	"	19.458	249.892
Mezclas para revoques	"	19.524	1.029.775
Ladrillos de máquinas	millar	30.570	972.576
" refractarios	—	——	652.719
" comunes y otros productos	—	——	9.927.668
Alfarería y cerámica	—	——	2.416.653
Vidrios y cristalería	—	——	17.542.269
Hierro y acero en planchas, barras, etc.	—	——	24.477.163
Artículos de hierro elaborado	—	——	20.748.630
Hojalata	—	——	51.308.945
Galvanización del hierro	—	——	19.374.579
Trefilación de alambres	—	——	3.933.857
Plomo, estaño y otros metales	—	——	8.182.685

MINISTERIO DE HACIENDA "Censo Industrial 1937"

TABLAS Y CONSTANTES FíSICAS

DENSIDAD DE SUSTANCIAS Y COMPUESTOS MÁS IMPORTANTES

S ó L I D O S

Elementos		Compuestos	
Aluminio	2,70	Aluminio óxido	3,85
Antimonio	6,71	" sulfato crist.	1,62
Plata	10,50	Amonio cloruro	1,52
Arsénico crist.	5,73	" sulfato	1,76
Bismuto	9,80	Bario óxido	5,00
Cálcio crist.	1,55	" nitrato	3,23
Carbono (diamante)	3,52	Calcio óxido	3,15
Carbono (grafito)	2,30	" hidrato	2,80
Cobre	8,90	" carbonato	2,95
Hierro	7,80	" sulfato anh.	2,97
" (fundición gris)	7,10	Cobre oxídulo	5,88
" ((fundición blanca)	7,60	" óxido	9,40
Iodo	4,95	" sulfato crist.	2,27
Magnesio	1,70	Hierro peróxido	5,12
Níquel fundido	8,80	" percloruro	2,80
Oro	19,30	" protocloruro	2,53
Platino	21,40	Mercurio bióxido	11,14
Plomo	11,37	" bicloruro	5,42
Silicio crist.	2,39	Plomo protóxido	9,25
Azufre octaédrico	2,07	" minio	9,07
" prismático	1,96	Potasio hidrato	2,04
" blando	1,92	Sodio hidrato	2,13
Tungsteno	19,10	Cinc óxido	5,65
Cinc	7,15		

LíQUIDOS		GASES (aire=1)	
Ácido carbónico a O°C	0,95	Hidrógeno (H_2)	0,069
" clorhídrico a O°C	0,91	Helio (He)	0,138
" cianhídrico a 7°C	0,70	Flúor (Fl_2)	1,26
" sulfuroso a O°	1,49	Cloro (Cl_2)	2,49
" Amoníaco a O°C	0,63	Oxígeno (O_2)	1,10
Nitrógeno a —193°C (P=1 at)	0,83	Nitrógeno (N_2)	0,96
Bromo a 20°C	3,12	Ácido clorhídrico (HCl)	1,27
Cloro líquido (presión crítica)	0,57	Amoníaco (NH_3)	0,59
Cloruro antimónico O°	2,34	Hidrógeno arseniado (AsH_3)	2,69
" estaño O°	2,27	óxido de carbono (CO)	0,96
" azufre O°	1,70	Anhídrido carbónico (CO_2)	1,52
Agua de mar	1,02	Alcohol metílico	1,12
" oxigenada	1,45	" etílico	1,53
Mercurio a O°	13,59	Acetona	2,00
Hidrógeno a —23° (P=300atm)	0,03	Benceno	2,77
Oxígeno a O° (P=200 atm.)	0,58	Cloroformo	4,21
Sulfuro de carbono a O°	1,26	Sulfuro de carbono	2,64

SOLUBILIDAD DE ALGUNOS GASES EN AGUA. [1]

Nombre del gas	Volumen absorbido por un litro de agua
Gases muy solubles	
Amoníaco	802 litros
Ácido clorhídrico	458 "
Anhídrido sulfuroso	47,3 "
Gases solubles	
Ácido sulfhídrico	3,05 "
Cloro	2,63 "
Anhídrido carbónico	1,02 "
Gases muy poco solubles	
Oxígeno	0,034 "
Hidrógeno	0,019 "
Nitrógeno	0,018 "

[1] Kaye and Lalys "Physical and chemical constants".

SOLUBILIDAD EN AGUA DE SUSTANCIAS SóLIDAS

100 p. de agua, hasta saturación, disuelven:

Substancias	Fórmula	0°C	10°C	20°C	50°C	100°C
Carbonato de potasio	CO_3K_2	89	109	112	127	156 partes
" " sodio	CO_3Na_2	7	13	22	38	45 "
Cloruro de amonio	$Cl(NH_4)$	28	33	37	51	73 "
" " sodio	ClNa	35,5	35,7	36	37	39,6 "
Ioduro de potasio	IK	128	136	144	168	209 "
" " sodio	INa	159	196	178	256	313 "
Nitrato de plata	NO_3Ag	122	174	230	540	940 "
" " potasio	NO_3K	13	22	31	86	247 "
Sulfato cobre cristaliz.	SO_4Cu	31,6	36,9	42,3	65,8	203,3 "
" potasio	SO_4K_2	8,5	9,7	10,9	15,8	26,2 "
Ácido bórico crist.	BO_3H_3	1,9	2,9	4,0	9,8	34 "
Bromuro de potasio	BrK	53,5	57,4	64,6	84,7	102 "
" " sodio	BrNa	77,5	82,4	88,5	111	115 "
Sulfato de aluminio crist	$(SO_4)_3Al_2$	87	95	107	201	1132 "
" " calcio	SO_4Ca	0,19	0,20	0,21	0,20	0,17 "
Azúcar	$C_{12}H_{22}O_{11}$	179	190	203	260	487 "

PESOS ATOMICOS INTERNACIONALES

1938

Elemento	Símbolo	Número atómico	Peso atómico	Elemento	Símbolo	Número atómico	Peso atómico
Aluminio	Al	13	26.97	Lantano	La	57	138.92
Antimonio	Sb	51	121.76	Litio	Li	3	6.940
Argón	A	18	39.944	Lutecio	Lu	71	175.0
Arsénico	As	33	74.91	Magnesio	Mg	12	24.32
Azufre	S	16	32.06	Manganeso	Mn	25	54.93
Bario	Ba	56	137.36	Mercurio	Hg	80	200.61
Berilio	Be	4	9.02	Molibdeno	Mo	42	95.95
Bismuto	Bi	83	209.00	Neodimio	Nd	60	144.27
Boro	B	5	10.82	Neón	Ne	10	20.183
Bromo	Br	35	79.916	Niobio	Nb	41	92.91
Cadmio	Cd	48	112.41	Níquel	Ni	28	58.69
Calcio	Ca	20	40.08	Nitrógeno	N	7	14.008
Carbono	C	6	12.010	Oro	Au	79	197.2
Cerio	Ce	58	140.13	Osmio	Os	76	190.2
Cesio	Cs	55	132.91	Oxígeno	O	8	16.0000
Cinc	Zn	30	65.38	Paladio	Pd	46	106.7
Circonio	Zr	40	91.22	Plata.	Ag	47	107.880
Cloro	Cl	17	35.457	Platino	Pt	78	195.23
Cobalto	Co	27	58.94	Plomo	Pb	82	207.21
Cobre	Cu	29	63.57	Potasio	K	19	39.096
Cripton	Kr	36	83.7	Praseodimio	Pr	59	140.92
Cromo	Cr	24	52.01	Protoactinio	Pa	91	231.
Disprosio	Dy	66	162.46	Radio	Ra	88	226.05
Erbio	Er	68	167.2	Radón	Rn	86	222.
Escandio	Sc	21	45.10	Renio	Re	75	186.31
Estaño	Sn	50	118.70	Rodio	Rh	45	102.91
Estroncio	Sr	38	87.63	Rubidio	Rb	37	85.48
Europio	Eu	63	152.0	Rutenio	Ru	44	101.7
Fluor	F	9	19.00	Samario	Sm	62	150.43
Fósforo	P	15	31.02	Selenio	Se	34	78.96
Gadolinio	Gd	64	156.9	Silicio	Si	14	28.06
Galio	Ga	31	69.72	Sodio	Na	11	22.997
Germanio	Ge	32	72.60	Talio	Tl	81	204.39
Hafnio	Hf	72	178.6	Tantalio	Ta	73	180.88
Helio	He	2	4.003	Teluro	Te	52	127.61
Hidrógeno	H	1	1.0081	Terbio	Tb	65	159.2
Hierro	Fe	26	55.84	Titanio	Ti	22	47.90
Holmio	Ho	67	163.5	Torio	Th	90	232.12
Indio	In	49	114.76	Tulio	Tm	69	169.4
Iodo	I	53	126.92	Uranio	U	92	238.07
Iridio	Ir	77	193.1	Vanadio	V	23	50.95
Iterbio	Yb	70	173.04	Wolframio	W	74	183.92
Itrio	Y	39	88.92	Xenon	Xe	54	131.3

INDICES

ÍNDICE

CAPÍTULO XXIV

LA OBTENCIÓN DE LAS SUSTANCIAS Y LAS REGLAS DE BERTHOLLET

PÁG.

CAPÍTULO XXV

LA RADIO ACTIVIDAD Y LA ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

CLASIFICACIÓN PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

APÉNDICE

ÍNDICE DE LAS MATERIAS DE LOS PROGRAMAS OFICIALES (Primer curso) PARA LOS COLEGIOS NACIONALES Y ESCUELAS NORMALES

LECCIONES 19, 20, 21, 22, 23 y 24

VI. Nociones generales sobre halógenos (134). Cloro, su obtención por oxidación del ácido clorhídrico (125). Principales propiedades (oxidación) (127). Agua de cloro (128), ácido clorhídrico (129), e hipocloritos (130), propiedades (128, 130) y usos (128, 130). Leyes de Proust (140). De Dalton (140) y de Richter (139). Caracteres fundamentales de los otros halógenos (136, 137, 138).

LECCIONES 25 y 26

VII. *Azufre* (145). Estados alotrópicos y polimorfismo (145). Breve referencia de su extración (147). Propiedades (149). Compuestos oxigenados; anhídridos sulfuroso (152) y sulfúrico (155). Ácido sulfúrico: obtención (155), propiedades (158) y usos (159).

LECCIONES 27, 28 y 29

VIII. *Aire* (165). Composición (167). Nitrógeno (173), su obtención a partir del aire (174). Principales caracteres (174). Ciclo biológico del nitrógeno (174). Amoníaco (178) y ácido nítrico (180). Preparación (180), propiedades (181) y usos (182).

LECCIÓN 30

IX. *Fósforo* (185), variedades alotrópicas (186). Caracteres del fósforo blanco y rojo (187). Transformaciones recíprocas (186). Anhídridos (189) y ácidos fosfóricos (189). Sales ácidas y neutras (190). Fertilizantes (194).

LECCIONES 31, 32 y 33

X. *Carbono* (199). Carbonos naturales y artificiales (201). Combustibles, (poder calorífico) (207). Llama, distintas zonas (208). óxido de carbono, principales caracteres (211). Anhídrido carbónico: estado natural (211). Aguas gaseosas (211), hielo seco (213), carbonatos (214). Ciclo bioquímico del carbono (nociones) (215).

LECCIÓN 34

XI. *Silicio* (219) y silicatos (221). Estado natural (219). Fabricación del vidrio (224), cristal (223), lozas (227), porcelanas (227). (Nociones fundamentales exclusivamente).

LECCIONES 35, 36, 37 y 38

XII. Ley de las combinaciones gaseosas (Gay- Lussac) (237). Acción de la presión y de la temperatura, sobre los gases y vapores; leyes de Boyle-Mariotte (234) y de Gay-Lussac (234). Hipótesis de Avogadro (237). Átomos (59, 232) y moléculas (16, 237). Valencia y atomicidad de los elementos (243). Moléculas de elementos (244) y de compuestos (245). Concepto sobre peso molecular relativo y absoluto (239), molécula-gramo (240). Volumen molecular (240). Peso atómico (236). Equivalentes (247). Ejercicios estequiométricos (248).

LECCIONES 39, 40 y 41

XIII. *Metales*: caracteres generales (253). Elementos no metálicos y de transición (255). Estado natural de los metales (257). Metalurgia: métodos generales (257). Aplicaciones de los metales (258). Aleaciones y amalgamas (258). Punto de fusión de las aleaciones y de los metales que las constituyen (260). Acción del oxígeno (260), del aire (260), del agua (261) y de los ácidos sobre los metales (261).

LECCIÓN 42

XIV. *Hierro*: estado natural, principales minerales (281). Fundamentos científicos de la metalurgia (282). Hierros y aceros (283, 284). Compuestos ferrosos y férricos (286).

LECCIÓN 43

XV. *Aluminio* (289). Cobre (275). Plata (265). Caracteres más importantes. Acción de la luz sobre las sales de plata (267).

LECCIÓN 44

XVI. *Sodio* (305) y calcio (295). Algunos de sus compuestos más importantes (295, 306).

LECCIONES 45, 46, 47 y 48

XVII. Nociones sobre radioactividad (325) y transmutación de los elementos (radio en helio, etc.) (327). Estructura atómica (328); protones y electrones (nociones (330). Estudio de la clasificación de Mendelejeff (332). Su importancia (335). Nociones sobre isótopos (339).

PROGRAMA EXPERIMENTAL

(Índice de los experimentos)

ÍNDICE DE MATERIAS

Págs.

Págs.

Págs.

Págs.

La EDITORIAL KAPELUSZ Y CÍA. *dió término a esta obra el 28 de febrero de 1945, en los Talleres Gráficos de la Cía. Gral. Fabril Financiera, S. A., calle Iriarte 2035, Buenos Aires.*

K-1766

Un excelente resumen para repasar

LITERATURA ESPAÑOLA

UTILÍSIMO EN VÍSPERAS DE INTERROGATORIOS, PRUEBAS ESCRITAS, EXÁMENES

•

COMPENDIO DE HISTORIA DE LA LITERATURA ESPAÑOLA y AMERICANA

por Juan Francisco Jáuregui

Este libro da al alumno la visión global que conviene preceda al estudio minucioso que se hace en la clase y ayuda a la memoria en vísperas de la prueba y exámenes.

Un volumen de 300 páginas, de las cuales se consagran más de 200 a la literatura española. . . . . **$ 3.50**
Gastos de envío de 1 ejemplar. . . . . **„ 0.25**

EDITORIAL KAPELUSZ y CIA. - MORENO 372 - BUENOS AIRES